



Jak zmienia się entropia w reakcjach chemicznych?

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



Jak zmienia się entropia w reakcjach chemicznych?

Entropia jest miarą nieuporządkowania układu. Wszystkie układy dążą do zwiększania entropii, czyli do zwiększania nieuporządkowania i rozproszenia energii – a więc do bałaganu, nie do porządku.

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

Czy wiesz, że gdy do kubka z zimną kawą wlejemy gorącą, świeżą kawę, to po pewnym czasie energia w całym układzie wyrówna się, a nasz napój stanie się letni? Proces odwrotny jest niemożliwy – nie odzyskamy ciepłej kawy. Podobnie domek z kart, prędzej czy później rozpadnie się i przejdzie do stanu większego nieuporządkowania. Sam z rozsypania do poukładanej formy się nie złoży. Wszystkie układy dążą do zwiększania entropii, czyli do zwiększania nieuporządkowania i rozproszenia energii – a więc do bałaganu, nie do porządku.

Reakcje niesamorzutne potrzebują energii, żeby zaszły. Musimy włożyć pewien wysiłek w to, by zbudować domek z kart. W przypadku reakcji chemicznych, w celu określenia, czy reakcja zajdzie samorzutnie, czy będzie jej potrzebna energia, jednym z kluczowych czynników jest zmiana entropii, która towarzyszy reakcji chemicznej. Oblicza się wtedy różnicę entropii produktów i substratów.

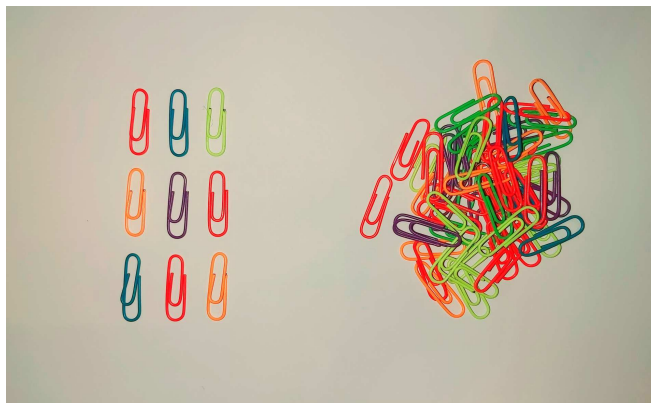
Twoje cele

- Podasz przykłady reakcji samorzutnych i niesamorzutnych.
- Zbadasz, na podstawie wartości entropii reakcji, czy entropia układu wzrosła, czy też zmalała.
- Obliczysz zmianę entropii reakcji.

Reakcje samorzutne i niesamorzutne

Wzrost **entropii** pod wpływem reakcji chemicznej jest czynnikiem napędzającym jej zajście. Podczas reakcji chemicznych dochodzi do wymiany olbrzymiej ilości energii w trakcie rozrywania i tworzenia wiązań chemicznych. Te niesamorzutne wymagają akcji z zewnątrz, a te samorzutne, aby zaszły, nie potrzebują ingerencji z zewnątrz.

- Reakcje samorzutne – nie wymagają „akcji” z zewnątrz.
- Reakcje niesamorzutne – wymagają ingerencji z zewnątrz.



Układ początkowo uporządkowany dąży do zwiększenia entropii, czyli zwiększenia nieuporządkowania.

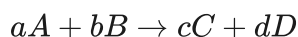
Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

W wielu przypadkach trudno jest przewidzieć, czy stan nieuporządkowania produktów jest mniejszy czy większy od tego, jaki wykazywały substraty. Aby obliczyć zmianę entropii towarzyszącą reakcji chemicznej, korzysta się z entropii reagentów. Różnicę entropii produktów i substratów, które znajdują się w stanie standardowym, nazywamy standardową entropią reakcji ΔS°_r .

Ważne!

Chcąc obliczyć zmianę entropii danej reakcji czy **przemiany fazowej**, należy zsumować wszystkie standardowe entropie molowe S° wszystkich produktów, pomnożonych przez liczbę tych produktów (współczynniki stechiometryczne danych produktów), a potem od tej sumy odjąć tak samo wyliczoną sumę substratów.

Dla danej reakcji chemicznej:



zmiana entropii wyraża się następującym wzorem:

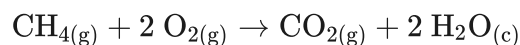
$$\Delta S^\circ_r = (c \cdot S^\circ_C + d \cdot S^\circ_D) - (a \cdot S^\circ_A + b \cdot S^\circ_B)$$

Gdzie a , b , c i d oznaczają współczynniki stechiometryczne reagentów.

Zmiany entropii w reakcjach – przykłady

Przykład 1

Dla reakcji opisanej poniższym równaniem:



Korzystając z molowych entropii standardowych:

$$S^\circ_{\text{CO}_2(\text{g})} = 213,47 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^\circ_{\text{H}_2\text{O}(\text{c})} = 69,96 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

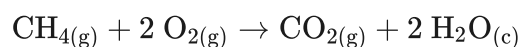
$$S^\circ_{\text{O}_2(\text{g})} = 204,82 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^\circ_{\text{CH}_4(\text{g})} = 186,26 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

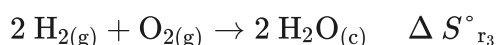
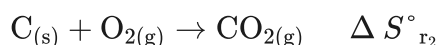
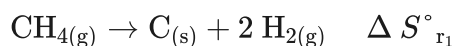
zmiana entropii reakcji będzie wyglądać następująco:

$$\Delta S^\circ_{\text{r}} = 1 \cdot 213,47 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} + 2 \cdot 69,96 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} - \left(2 \cdot 204,82 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} + 1 \cdot 186,26 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} \right) = -242,51 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

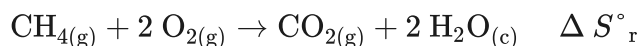
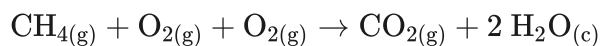
Ponieważ entropia jest wielkością **addytywną**, zmianę entropii reakcji:



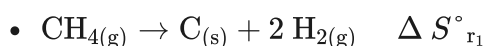
można otrzymać poprzez zsumowanie entropii poniższych reakcji:



Po zsumowaniu powyższych równań reakcji, otrzymujemy równanie reakcji wyjściowej:



Obliczamy entropię każdej reakcji:



$$S^\circ_{\text{C}(\text{s})} = 5,68 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^\circ_{\text{H}_2(\text{g})} = 130,46 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^\circ_{\text{CH}_4(\text{g})} = 186,26 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

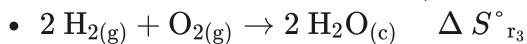
$$\Delta S^\circ_{\text{r}_1} = 2 \cdot 130,46 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} + 1 \cdot 5,68 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} - 1 \cdot 186,26 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} = 80,34 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^{\circ}_{\text{CO}_{2(g)}} = 213,47 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^{\circ}_{\text{C}_{(s)}} = 5,68 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^{\circ}_{\text{O}_{2(g)}} = 204,82 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$\Delta S^{\circ}_{r_2} = 1 \cdot 213,47 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} - \left(1 \cdot 5,68 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} + 1 \cdot 204,82 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}\right) = 2,97 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$



$$S^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}_{(g)}} = 69,96 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^{\circ}_{\text{O}_{2(g)}} = 204,82 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^{\circ}_{\text{H}_{2(g)}} = 130,46 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$\Delta S^{\circ}_{r_3} = 2 \cdot 69,96 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} - \left(1 \cdot 204,82 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} + 2 \cdot 130,46 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}\right) = -325,82 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

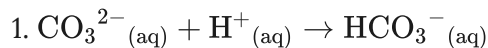
Po zsumowaniu, otrzymujemy wartość zmiany entropii, zgodną z wartością dla reakcji wyjściowej:

$$\Delta S^{\circ}_r = \Delta S^{\circ}_{r_1} + \Delta S^{\circ}_{r_2} + \Delta S^{\circ}_{r_3}$$

$$\Delta S^{\circ}_r = 80,34 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} + 2,97 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} - 325,82 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} = -242,51 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

Przykład 2

W reakcjach zobojętniania ładunku – np. w reakcjach roztwarzania węglanów w wodnych roztworach kwasów albo mieszania wodnych roztworów silnych kwasów z zasadami – entropia wzrasta. Przykłady takich reakcji zamieszczone są poniżej.



Korzystając z molowych entropii standardowych:

$$S^{\circ}_{\text{H}^+{}_{(aq)}} = 0$$

$$S^{\circ}_{\text{CO}_3^{2-}{}_{(aq)}} = -43,5 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^{\circ}_{\text{HCO}_3^-{}_{(aq)}} = 98,4 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^{\circ}_{\text{OH}^-{}_{(aq)}} = -10,7 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}_{(c)}} = 69,96 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

zmianę entropii dla reakcji pierwszej obliczamy następująco:

$$\Delta S^{\circ}_{r_1} = S^{\circ}_{\text{HCO}_3^-{}_{(aq)}} - \left(S^{\circ}_{\text{CO}_3^{2-}{}_{(aq)}} + S^{\circ}_{\text{H}^+{}_{(aq)}}\right)$$

$$\Delta S^{\circ}_{r_1} = 98,4 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} - \left(-43,5 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} + 0\right) = 141,9 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

Analogiczne obliczenia wykonujemy dla drugiej reakcji:

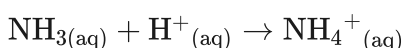
$$\Delta S^{\circ}_{r_2} = S^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}_{(c)}} - \left(S^{\circ}_{\text{OH}^-{}_{(aq)}} + S^{\circ}_{\text{H}^+{}_{(aq)}}\right)$$

$$\Delta S^{\circ}_{r_2} = 69,96 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} - (-10,7 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} + 0) = 80,7 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

Obliczone wartości zmian entropii dla powyższych procesów są dodatnie. Potwierdziliśmy w ten sposób, że neutralizacja ładunku wiąże się ze zwiększeniem nieuporządkowania, czyli entropii. Orientacja cząsteczek wody wokół naładowanych cząsteczek była silniejsza, niż ma to miejsce po neutralizacji.

Przykład 3

Przyjrzyjmy się reakcji z przeniesieniem ładunku. W omawianym przykładzie będzie to zmieszanie wodnego roztworu amoniaku (wody amoniakalnej) z wodnym roztworem kwasu:



W wyniku reakcji dochodzi do niewielkiej zmiany entropii, ponieważ następuje tylko przeniesienie ładunku. Orientacja cząsteczek wody nie zmienia się znacznie. Aby to udowodnić, obliczmy zmianę entropii dla tej reakcji, wykorzystując w tym celu molowe entropie standardowe reagentów:

$$S^{\circ}_{\text{NH}_{3(\text{aq})}} = 111,3 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^{\circ}_{\text{NH}_4^{+}_{(\text{aq})}} = 113,4 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

Wiemy, że entropia molowa wodnego roztworu jonów wodorowych jest równa zero, dlatego:

$$\Delta S^{\circ}_r = 113,4 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} - 111,3 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} = 2,1 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

Ujemna entropia układu a samorzutność przemiany

Warto dodać, że możliwe jest również samorzutne zachodzenie procesów w sytuacji, gdy entropia układu jest ujemna, jak skraplanie się pary wodnej w temperaturze 100°C czy zamarzanie wody w temperaturze 0°C. Entropia układu maleje, ponieważ rośnie stopień uporządkowania układu, a jednak procesy te zachodzą spontanicznie. Dlaczego?

Jest to możliwe dzięki temu, że układ jest nieizolowany i może wymieniać ciepło z otoczeniem. Procesy krzepnięcia oraz skraplania to procesy egzotermiczne, tzn. uwalniają ciepło do otoczenia. Ciepło powoduje wzrost entropii otoczenia, dzięki czemu – co ważne – wzrost entropii otoczenia jest większy niż spadek entropii układu. To właśnie dlatego niektóre procesy, których skutkiem jest wzrost uporządkowania układu (a zatem i spadek entropii), mogą zachodzić spontanicznie.

Słownik

entropia

termodynamiczna funkcja stanu; entropia jest miarą stopnia nieuporządkowania układu i rozproszenia energii

układ termodynamiczny

część przestrzeni materialnej, będącej przedmiotem rozważań – pozostała część jest otoczeniem

przemiana fazowa

samorzutna przemiana jednej fazy w drugą

addytywność

zdolność do sumowania danej wielkości fizycznej

Bibliografia

Atkins P. W., *Chemia fizyczna*, Warszawa 2006.

Gumiński K., *Termodynamika*, wyd. 3, Warszawa 1974.

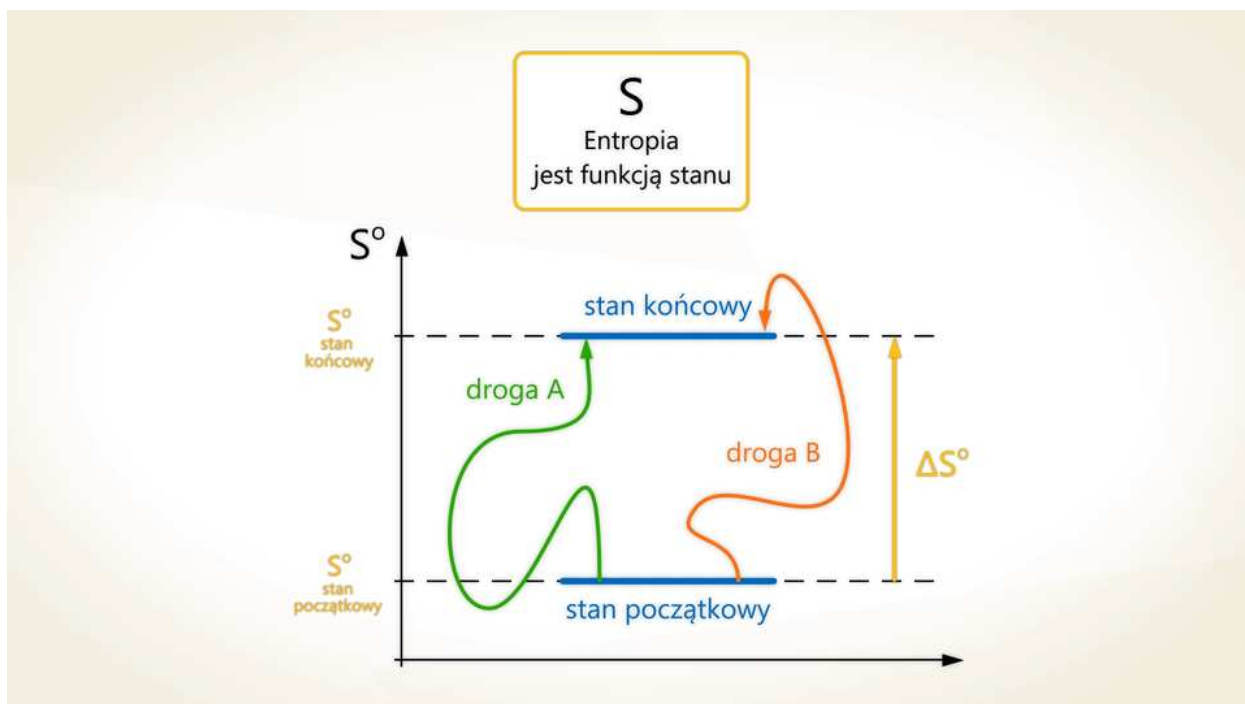
Orear J., *Fizyka*, Warszawa 1993.

Stauffer D., Stanley H. E., *Od Newtona do Mandelbrota*, Warszawa 1996.

Film samouczek

Polecenie 1

Zapoznaj się z poniższy filmem samouczkiem, a następnie wykonaj ćwiczenia.



Film dostępny pod adresem </preview/resource/RVg6qAQLI7Tqu>

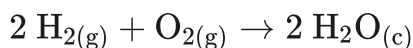
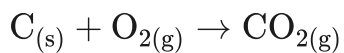
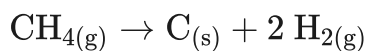
Film samouczek pt. *Jak zmienia się entropia w reakcjach chemicznych?*

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

Film nawiązujący do treści materiału dotyczącej zmiany entropii w reakcjach chemicznych.

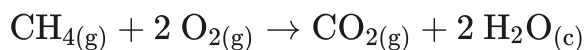
Ćwiczenie 1

Napisz równanie reakcji chemicznej, powstałej z sumowania poniższych reakcji chemicznych:



Ćwiczenie 2

Korzystając z molowych entropii standardowych, uzupełnij poniższe równanie, aby obliczyć zmianę entropii poniżej zamieszczonej reakcji.



$$S^\circ_{\text{CO}_{2(g)}} = 213,47 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

$$S^\circ_{\text{H}_2\text{O}_{(c)}} = 69,96 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

$$S^\circ_{\text{O}_{2(g)}} = 204,82 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

$$S^\circ_{\text{CH}_{4(g)}} = 186,26 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

$$\Delta S^\circ_r = \left[\boxed{} \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}} + \boxed{} \left(\boxed{} \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \right) \right] - \left[\boxed{} \left(\boxed{} \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \right) + \boxed{} \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \right] = -242,51 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Połącz w pary poniższe pojęcia z ich wyjaśnieniem.

entropia

część przestrzeni materialnej, będącej przedmiotem rozważań - pozostała część jest otoczeniem

przemiana fazowa

termodynamiczna funkcja stanu; entropia jest miarą stopnia nieuporządkowania układu i rozproszenia energii

addytywność

zdolność do sumowania danej wielkości fizycznej

układ termodynamiczny

samorzutna przemiana jednej fazy w drugą

Ćwiczenie 2



Zaznacz poprawne odpowiedzi.

Które z poniższych reakcji zachodzą samorzutnie w warunkach standardowych?

☐ redukcja metali

☐ utlenianie metali

☐ spalanie metanu w powietrzu

☐ rozkład wody

☐ tworzenie wody z pierwiastków

Ćwiczenie 3



Zaznacz prawidłową odpowiedź.

W którym z procesów nastąpi wzrost entropii układu?

☐ $\text{CO}_{(g)} + 2 \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$

☐ $\text{CO}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(s)}$

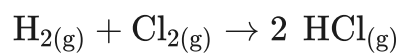
☐ $\text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(c)}$

☐ W żadnym z wymienionych.

Ćwiczenie 4



Zaznacz prawidłową odpowiedź.



$$S^{\circ}_{\text{H}_{2(\text{g})}} = 130,46 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

$$S^{\circ}_{\text{Cl}_{2(\text{g})}} = 222,75 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

$$S^{\circ}_{\text{HCl}_{(\text{g})}} = 186,60 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

Standardowa entropia powyższej reakcji wynosi (w zaokrągleniu do liczb całkowitych):

☐ $131 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}.$

☐ $-20 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}.$

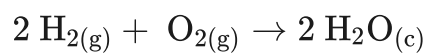
☐ $20 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}.$

☐ $-167 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}.$

Ćwiczenie 5



Oblicz standardową entropię poniższej reakcji.



$$S^\circ_{\text{H}_2\text{O}_{(\text{c})}} = 69,96 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^\circ_{\text{O}_{2(\text{g})}} = 204,82 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^\circ_{\text{H}_{2(\text{g})}} = 130,46 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

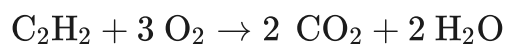
Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 6



Oblicz standardową entropię reakcji spalania całkowitego etenu:



znając wartości standardowych entropii poniższych reagentów.

$$S^\circ_{\text{C}_2\text{H}_{2(\text{g})}} = 219,24 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^\circ_{\text{H}_2\text{O}_{(\text{c})}} = 69,96 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^\circ_{\text{O}_{2(\text{g})}} = 204,82 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^\circ_{\text{CO}_{2(\text{g})}} = 213,47 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

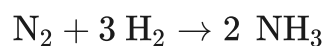
Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 7



Reakcja otrzymywania amoniaku zachodzi wg równania:



$$S^\circ_{\text{N}_{2(\text{g})}} = 191,32 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

$$S^\circ_{\text{H}_{2(\text{g})}} = 130,46 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

$$S^\circ_{\text{NH}_{3(\text{g})}} = 192,41 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

Standardowa entropia dla powyższej reakcji wynosi:

☐ $-129,37 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

☐ $197,88 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

☐ $-197,88 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

☐ $63,04 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

Ćwiczenie 8



Oblicz zmianę entropii w czasie procesu odparowania 30 g wody w temperaturze 333 K i pod ciśnieniem 1013 hPa. Ciepło parowania wody w tej temperaturze wynosi $2,36 \frac{\text{kJ}}{\text{g}}$. Wynik podaj w $\frac{\text{J}}{\text{K}}$ z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 9



Oblicz standardową entropię reakcji spalania jednego mola siarki do tlenku siarki(VI), znając poniższe wartości standardowych entropii.

$$S^{\circ}_{\text{SO}_{2(\text{g})}} = 247,87 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^{\circ}_{\text{O}_{2(\text{g})}} = 204,82 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^{\circ}_{\text{S}_{(\text{s})}} = 32,05 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$S^{\circ}_{\text{SO}_{3(\text{g})}} = 255,77 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

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: Marcin Maćkiewicz, Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Jak zmienia się entropia w reakcjach chemicznych?

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

Cele operacyjne:

Uczeń:

- wymienia przykłady reakcji samorzutnych i niesamorzutnych;
- określa znak entropii reakcji;
- oblicza zmianę entropii reakcji.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna.

Metody i techniki nauczania:

- dyskusja dydaktyczna;
- burza mózgów;

- ćwiczenia uczniowskie;
- analiza materiału źródłowego;
- film samouczek;
- technika zdań podsumowujących.

Formy pracy:

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

Środki dydaktyczne:

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

Przebieg zajęć

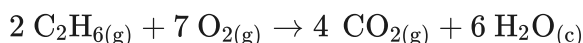
Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel wykorzystuje treści zawarte we wprowadzeniu do e-materiału i zadaje uczniom przykładowe pytania: co bałagan ma wspólnego z entropią? Czy w czasie reakcji chemicznych zmienia się porządek? Czy liczba moli reagentów reakcji ma wpływ na porządek? Czy entropia reakcji chemicznych może się zmieniać?
2. Rozpoznawanie wiedzy wyjściowej uczniów. Burza mózgów do postawionego pytania: czego można się dowiedzieć o danej reakcji, znając znak entropii reakcji?
3. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele lekcji, które uczniowie zapisują w portfolio.

Faza realizacyjna:

1. Nauczyciel wyświetla na tablicy interaktywnej film na temat zmian entropii w reakcjach chemicznych ze szczególnym uwzględnieniem, jak oblicza się entropie reakcji.
2. Nauczyciel dzieli podopiecznych na grupy i podaje każdej grupie przykład reakcji chemicznej. Zadaniem uczniów jest napisanie reakcji i obliczenie zmiany entropii reakcji i określenie, czy dana reakcja zachodzi samorzutnie czy nie. Po minionym czasie, liderzy grup prezentują efekty pracy, a nauczyciel weryfikuje poprawność merytoryczną rozwiązań. W celu obliczenia zmian entropii reakcji, uczniowie mogą korzystać z internetu w celu odszukania wartości standardowych entropii danych substancji.

Na przykład dla reakcji:



$$\Delta S^\circ_{\text{r}} = 4 \cdot S^\circ_{\text{CO}_2(\text{g})} + 6 \cdot S^\circ_{\text{H}_2\text{O}(\text{c})} - (7 \cdot S^\circ_{\text{O}_2(\text{g})} + 2 \cdot S^\circ_{\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})})$$

$$\Delta S^\circ_{\text{r}} = 4 \cdot 213,47 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} + 6 \cdot 69,96 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} - (7 \cdot 204,82 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} + 2 \cdot 229,27 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}) = -688,6 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

Ujemna wartość zmiany entropii dowodzi, że reakcja nie zachodzi samorzutnie.

3. Nauczyciel zadaje pytanie: co mówi o reakcji znak entropii? Jakie reakcje zaliczymy do reakcji samorzutnych? – przykłady.
4. Uczniowie samodzielnie sprawdzają swoją wiedzę, wykonując ćwiczenia zawarte w e-materiale – „Sprawdź się”.

Faza podsumowująca:

1. Nauczyciel sprawdza wiedzę uczniów zadając przykładowe pytania: co to są reakcje samorzutne? Jakie reakcje nazywamy niesamorzutnymi? Jaki jest wzór na obliczanie zmiany entropii? Podaj przykłady reakcji samorzutnych i niesamorzutnych. Co to znaczy, że entropia jest wielkością addytywną?
2. Jako podsumowanie lekcji nauczyciel może wykorzystać zdania do uzupełnienia, które uczniowie zamieszczają w swoim portfolio:
 - Przypomniałem/łam sobie, że...
 - Co było dla mnie łatwe...
 - Czego się nauczyłam/nauczyłem...
 - Co sprawiało mi trudność...

Praca domowa:

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

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Film samouczek może być wykorzystany przez uczniów podczas przygotowania się do lekcji, czy do sprawdzianu. Również uczniowie nieobecni na lekcji dla lepszego rozumienia treści mogą obejrzeć film.

Materiały pomocnicze:

1. Polecenia podsumowujące (nauczyciel przed lekcją zapisuje je na niewielkich kartkach):
 - Co to są reakcje samorzutne?
 - Jakie reakcje nazywamy niesamorzutnymi?
 - Jaki jest wzór na obliczanie zmiany entropii?
 - Podaj przykłady reakcji samorzutnych i niesamorzutnych.
 - Co to znaczy, że entropia jest wielkością addytywną?
 - Tablica wartości molowych entropii standardowych substancji chemicznych:
https://www.naukowiec.org/tablice/chemia/wartosci-standardowych-entropii-i-entalpii-tworzenia_409.html