



Entalpia swobodna a kierunek przemian

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



Entalpia swobodna a kierunek przemian

Dzięki entalpii swobodnej Gibbsa możemy określić kierunek przemian reakcji.

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

Jeżeli chcemy wiedzieć, czy dany proces zajdzie samorzutnie, musimy skorzystać z zasad termodynamiki chemicznej, do której należy drugie prawo termodynamiki opisujące zjawisko entropii. Każdy samorzutny proces musi zwiększyć entropię wszechświata (nawet jeśli w analizowanym procesie następuje spadek entropii układu, to jednocześnie dużo bardziej wzrasta entropia otoczenia), ponieważ według drugiej zasady termodynamiki, entropia w przyrodzie i wszechświecie w procesie samorzutnym może jedynie wzrastać. Jednak jak zmierzyć entropię wszechświata? Na szczęście istnieje też inna wielkość, a mianowicie, entalpia swobodna Gibbsa.

Czy wiesz, że funkcję tę wprowadził amerykański fizyk teoretyk Josiah Willard Gibbs? Był on pierwszym doktorantem w zakresie inżynierii na Uniwersytecie Yale'a. Gibbs opublikował monografię o równowadze substancji niejednorodnych. Uważa się, że dzieło to jest jednym z największych naukowych osiągnięć XIX wieku i stanowi fundament powstającej wówczas nowej dziedziny: chemii fizycznej. Entalpię swobodną Gibbsa nazywa się też czasem energią swobodną Gibbsa (ang. *Gibbs free energy*). Entalpia swobodna jest niezwykle użyteczna zwłaszcza w opisie procesów chemicznych i biochemicznych.

Twoje cele

- Określisz sens i pojęcie entalpii swobodnej.

- Wskażesz, jak wykorzystać pojęcie entalpii swobodnej do określenia samorzutności procesu.
- Obliczysz zmianę entalpii swobodnej reakcji.

Entalpia swobodna

Entalpia swobodna w warunkach izotermiczno-izobarycznych jest miarą samorzutności procesów. Wartość zmian entalpii swobodnej można obliczyć dla dowolnego procesu, niekoniecznie izotermiczno-izobarycznego, lecz tylko w takich warunkach ma prosty sens fizyczny.

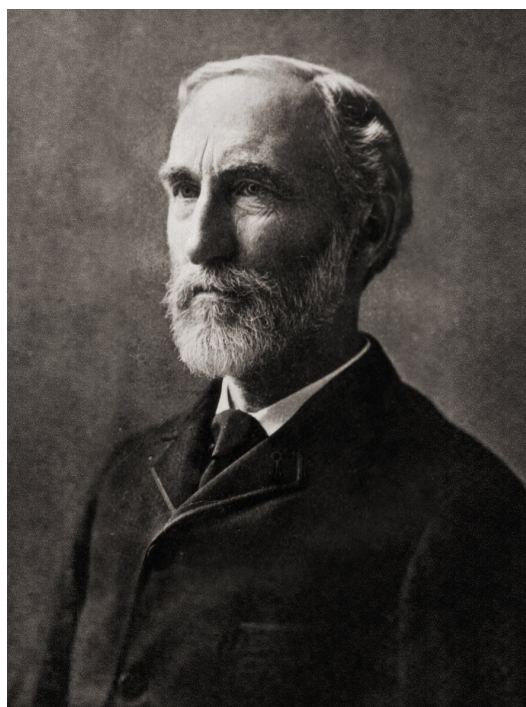
Równanie Gibbsa w warunkach standardowych:

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ}_{\text{r}} - T\Delta S^{\circ}_{\text{r}}$$

- ΔG° – zmiana standardowej entalpii swobodnej reakcji;
- $\Delta H^{\circ}_{\text{r}}$ – zmiana standardowej entalpii reakcji;
- $\Delta S^{\circ}_{\text{r}}$ – zmiana standardowej entropii reakcji;
- T – temperatura [K].

We wzorze wszystkie symbole odnoszą się ogólnie do reakcji chemicznych. $\Delta H^{\circ}_{\text{r}}$ to tzw. człon entalpowy, a $-T\Delta S^{\circ}_{\text{r}}$ to człon entropowy. Jeśli zmiana entalpii swobodnej jest mniejsza od zera to proces jest samorzutny, gdy równa zero to proces znajduje się w stanie równowagi, a jeśli większa od zera to reakcja nie zachodzi samorzutnie. Jeżeli proces nie jest samorzutny, to znaczy, że samorzutny jest proces odwrotny (zachodzący w kierunku przeciwnym). Proces niesamorzutny może zostać ewentualnie wymuszony.

- $\Delta G < 0$ – reakcja samorzutna;
- $\Delta G = 0$ – reakcja w równowadze;
- $\Delta G > 0$ – reakcja niesamorzutna.



Josiah Willard Gibbs – wprowadził pojęcie entalpii swobodnej Gibbsa.

Źródło: dostępny w internecie: pl.wikipedia.org, domena publiczna.

Kryteria samorzutności

Wszystkie procesy egzotermiczne ($\Delta H < 0$) związane ze wzrostem entropii w układzie reakcyjnym ($\Delta S > 0$) są samorzutne ($\Delta G < 0$). Przeciwnie – wszystkie procesy endotermiczne ($\Delta H > 0$) związane ze spadkiem entropii ($\Delta S < 0$) w układzie są niesamorzutne ($\Delta G > 0$). W procesach, w których oba parametry – entalpia i entropia zmieniają się w ten sam sposób (oba rosną lub oba maleją), samorzutność procesów zależy od tego, który z parametrów ma w danych warunkach większy wpływ na wartość entalpii swobodnej, oraz od warunków prowadzenia procesu, głównie temperatury. W celu lepszego zrozumienia wpływu zmian entropii i entalpii na wartość entalpii swobodnej reakcji przeanalizuj dane zamieszczone w poniższej tabeli.

czynnik entalpowy ΔH	czynnik entropowy ΔS	zmiana ΔG	proces
$\Delta H < 0$	$\Delta S > 0$	$\Delta G < 0$	samorzutny
$\Delta H > 0$	$\Delta S < 0$	$\Delta G > 0$	niesamorzutny
$\Delta H > 0$	$\Delta S > 0$	$ \Delta H > T\Delta S $ $\Delta G > 0$	niesamorzutny
$\Delta H > 0$	$\Delta S > 0$	$ \Delta H < T\Delta S $ $\Delta G < 0$	samorzutny
$\Delta H < 0$	$\Delta S < 0$	$ \Delta H > T\Delta S $ $\Delta G < 0$	samorzutny
$\Delta H < 0$	$\Delta S < 0$	$ \Delta H < T\Delta S $ $\Delta G > 0$	niesamorzutny

Słownik

entropia

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

układ termodynamiczny

część przestrzeni materialnej, będącej przedmiotem rozważań. Pozostała część przestrzeni jest otoczeniem

faza

część lub całość układu, która wykazuje w całej swej masie jednakowe własności fizyczne i chemiczne (w szczególności jednakowe równanie stanu) i jest odgraniczona wyraźnie od reszty układu (otoczenia)

przemiana fazowa

przemiana jednej fazy w drugą

układ izolowany

układ, w którym niemożliwa jest wymiana materii i energii pomiędzy układem a otoczeniem

układ zamknięty

układ, w którym możliwa jest wymiana energii pomiędzy układem a otoczeniem, a niemożliwa jest wymiana materii

proces izotermiczny

proces termodynamiczny, podczas którego temperatura układu nie ulega zmianie

proces izobaryczny

proces termodynamiczny, podczas którego ciśnienie nie ulega zmianie

proces samorzutny

inaczej czas naturalny, proces wykonywany bez konieczności wykonania pracy nad układem

parametry termodynamiczne

wielkości fizyczne charakteryzujące stan układu termodynamicznego

stan równowagi

stan, w którym parametry układu, takie jak ciśnienie, objętość, temperatura, masa i inne funkcje stanu, są stałe w czasie

Bibliografia

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

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

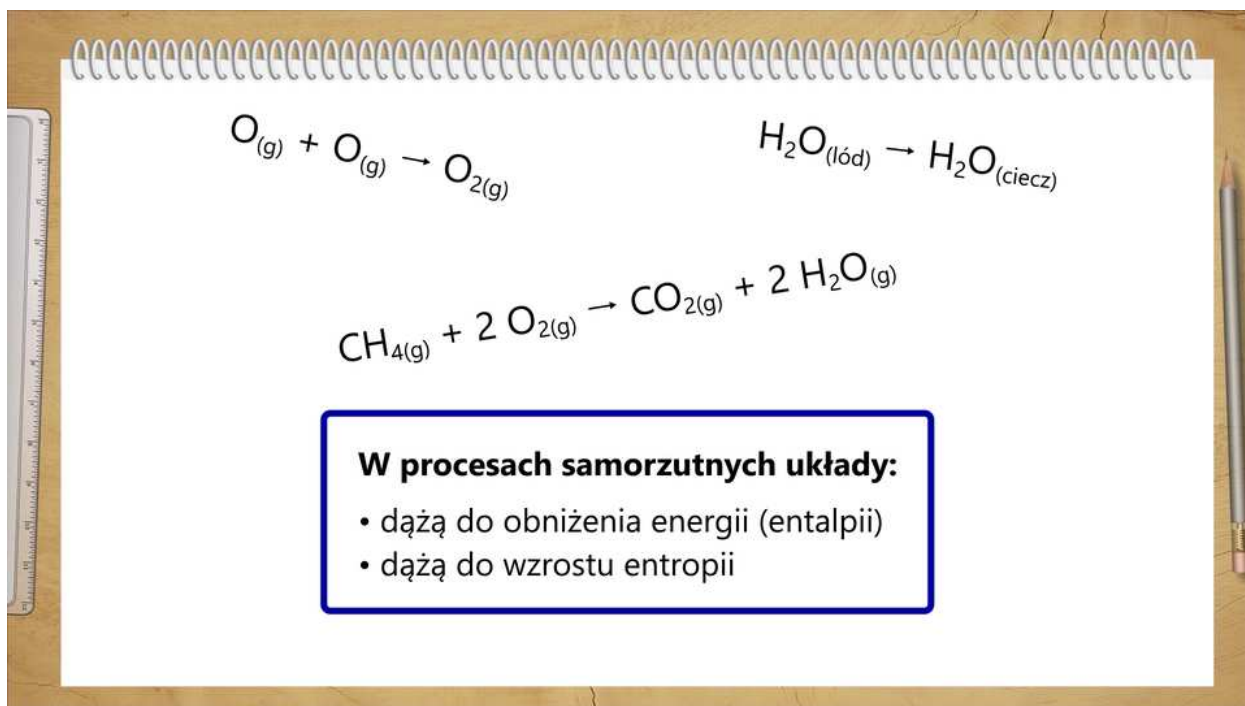
Orear J., *Fizyka*, Warszawa 1993.

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

Film samouczek

Polecenie 1

Zapoznaj się z filmem, a następnie wykonaj ćwiczenia.



Film dostępny pod adresem </preview/resource/RiJ8ItrA6srZi>

Film samouczek pt. „Entalpia swobodna a kierunek przemian”

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

Film omawia zagadnienie entalpii swobodnej oraz związane z nim kierunki przemian reakcji chemicznych.

Ćwiczenie 1

Przeanalizuj przedstawione poniżej dane (odnośnie zmian entalpii i entropii procesów oraz temperatur prowadzenia procesów) i określ, czy wymienione procesy są samorzutne, czy nie (w danej temperaturze).

Lp.	Proces	ΔH	ΔS	T
1.	$A_{(s)} \rightarrow B_{(c)}$	$-150 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	$+0,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$	300 K
2.	$W_{(c)} \rightarrow W_{(g)}$	$+30 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	$+85 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$	270K
3.	$2 X_{(g)} + 3 Z_{(g)} \rightarrow W_{(s)}$	$+260 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	$-20 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$	310K

Proces 1.

☐ Proces niesamorzutny

☐ Proces samorzutny

Proces 2.

☐ Proces samorzutny

☐ Proces niesamorzutny

Proces 3.

☐ Proces niesamorzutny

☐ Proces samorzutny

Ćwiczenie 2

Reakcja rozkładu węglanu wapnia na tlenek wapnia i tlenek węgla(IV) nie jest samorzutna w temperaturze pokojowej. Oblicz, w jakiej temperaturze ta reakcja staje się samorzutna. Odpowiedź podaj w kelwinach.



$$\Delta H = 178 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta S = 160 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

Rozwiązanie oraz 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



Przyporządkuj odpowiedni typ reakcji do zmiany wartości zmiany standardowej entalpii swobodnej reakcji.

$$\Delta G > 0$$

reakcja w równowadze

$$\Delta G < 0$$

reakcja niesamorzutna

$$\Delta G = 0$$

reakcja samorzutna

Ćwiczenie 2



Wybierz prawdziwe stwierdzenie.

- ☐ Wszystkie procesy egzotermiczne ($\Delta H < 0$) związane ze wzrostem entropii w układzie reakcyjnym ($\Delta S > 0$) są samorzutne ($\Delta G < 0$).
- ☐ Wszystkie reakcje egzotermiczne są samorzutne.
- ☐ Reakcje endotermiczne nie mogą być samorzutne.
- ☐ Wszystkie procesy egzotermiczne ($\Delta H < 0$) związane ze spadkiem entropii w układzie reakcyjnym ($\Delta S < 0$) są samorzutne ($\Delta G < 0$).

Ćwiczenie 3



Zaznacz prawidłową odpowiedź.

Wskaż zdanie prawdziwe:

- ☐ Dla każdej reakcji samorzutnej entropia reakcji musi być ujemna.
- ☐ Dla każdej reakcji samorzutnej entalpia reakcji musi być ujemna.
- ☐ Dla każdej reakcji samorzutnej temperatura reakcji musi być niska.
- ☐ Dla każdej reakcji samorzutnej entalpia swobodna reakcji musi być ujemna.

Ćwiczenie 4



Wpisz odpowiedzi w wyznaczone miejsca.

Uzupełnij poniższy wzór:

$$\Delta G = \boxed{} - T \cdot \boxed{}$$

ΔS

ΔW

Δp

ΔH

Ćwiczenie 5



Wartości tablicowe entalpii i entropii w warunkach standardowych dla procesu rozpuszczania NH_4NO_3 w wodzie wynoszą:

- $\Delta H^\circ_r = 25 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
- $\Delta S^\circ_r = 0,11 \frac{\text{kJ}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

Wzrost, którego z czynników nie będzie faworyzował procesu rozpuszczania NH_4NO_3 ?

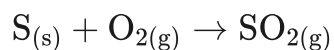
Odpowiedź:

Ćwiczenie 6



Zaznacz poprawną odpowiedź oraz uzasadnij, zapisując obliczenia.

Czy poniższa reakcja jest samorzutna?



- $\Delta H_{\text{r}} = -296,83 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
- $\Delta S_{\text{r}} = 0,011 \frac{\text{kJ}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$
- $T = 298 \text{ K}$

☐ nie

☐ tak

Zapisz obliczenia:

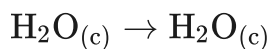
Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 7



Oblicz entalpię swobodną Gibbsa dla przemiany lodu w 50 °C (topnienie). Zapisz obliczenia.



- $\Delta H_r = 6,75 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
- $\Delta S_r = 0,046 \frac{\text{kJ}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$

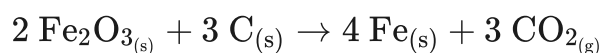
Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 8



W którym kierunku będzie przebiegać ta reakcja w warunkach standardowych? W jakiej temperaturze powinna zachodzić poniższa reakcja, aby układ pozostał w stanie równowagi?



- $\Delta H^\circ_r = 467,91 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
- $\Delta S^\circ_r = 560,30 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$

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

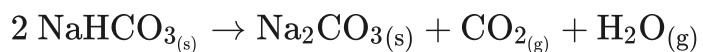
Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 9



Zapoznaj się z poniższym zadaniem, a następnie odpowiedz na pytanie.

Standardowa entalpia swobodna reakcji:



wynosi $78 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$.

Czy w odniesieniu do powyższej reakcji i danych, wodorowęglan sodu jest trwałym związkiem w warunkach standardowych?

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: Entalpia swobodna a kierunek przemian

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:

- wyjaśnia pojęcie entalpii swobodnej;
- określa samorzutność reakcji;
- oblicza zmianę entalpii swobodnej reakcji.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna.

Metody i techniki nauczania:

- pogadanka;
- burza mózgów;
- analiza materiału źródłowego;
- ćwiczenia uczniowskie;
- 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 pogadanka. Uczniowie próbują odpowiedzieć na pytania nauczyciela: czym różni się entalpia swobodna od entropii? Czego można się dowiedzieć o danej reakcji, znając znak entalpii swobodnej reakcji?
2. 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 multimedialnej film samouczek dotyczący entalpii swobodnej (praca zbiorowa). Uczniowie zwracają szczególną uwagę na to, co oznacza znak entalpii swobodnej reakcji oraz jak się ją oblicza (zapisują w zeszytach).
2. Nauczyciel dzieli losowo uczniów na trzy grupy. Uczniowie wybierają spośród siebie liderów grup. Każda grupa otrzymuje przykład równania dowolnej reakcji chemicznej ($\text{CH}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$; $\text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{aq})$; $\text{C}_{(\text{grafit})} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$), a następnie oblicza zmiany entalpii swobodnej reakcji i określa, czy dana reakcja zachodzi samorzutnie czy nie. Nauczyciel monitoruje pracę uczniów i wspiera ich. Po zakończonej pracy, liderzy grup prezentują wypracowane

rezultaty. Pozostali uczniowie i nauczyciel weryfikują poprawność merytoryczną i ewentualnie korygują błędy. W celu obliczenia zmian entropii reakcji, uczniowie mogą korzystać z dowolnych źródeł informacji wyszukując wartości standardowych entropii i entalpii standardowych danych substancji.

3. Uczniowie samodzielnie analizują treści zawarte w e-materiale i wyszukują informacje na temat czynników wpływających na entalpię swobodną. Po minionym czasie, chętne osoby interpretują te czynniki. Nauczyciel ewentualnie uzupełnia wypowiedzi uczniów.
4. Uczniowie samodzielnie sprawdzają swoją wiedzę, wykonując ćwiczenia zawarte w e-materiale – sprawdź się. Po każdym wykonanym zadaniu, chętne lub wskazane osoby przedstawiają jego rozwiązanie. Pozostali wraz z nauczycielem weryfikują poprawność merytoryczną rozwiązań.

Faza podsumowująca:

1. Nauczyciel sprawdza wiedzę uczniów. Przykładowe pytanie skierowane do uczniów:
Czym różni się entalpia swobodna od entropii? Od czego zależy entalpia swobodna? Kiedy reakcja zachodzi samorzutnie?
2. Jako podsumowanie lekcji nauczyciel może wykorzystać zdania do uzupełnienia, które uczniowie również zamieszczają w swoim portfolio:
 - Przypomniałem/łam sobie, że...
 - Czego dziś się nauczyłem/łam...
 - Co było dla mnie łatwe...
 - Co sprawiło 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 samodzielnej pracy na lekcji lub przed wykonaniem ćwiczeń dołączonych do medium. Medium może być również wykorzystane podczas odrabiania zadania domowego. Mogą je wykorzystać również uczniowie do uzupełnienia luk kompetencyjnych, którzy byli nieobecni na lekcji.

Materiały pomocnicze:

1. Polecenia podsumowujące (nauczyciel przed lekcją zapisuje je na niewielkich kartkach):
 - Czym różni się entalpia swobodna od entropii?
 - Od czego zależy entalpia swobodna?
 - Kiedy reakcja zachodzi samorzutnie?

2. Tablica wartości molowych entropii i entalpii standardowych substancji chemicznych:

- https://www.naukowiec.org/tablice/chemia/wartosci-standardowych-entropii-i-entalpii-tworzenia_409.html