



Jak definiuje się entalpie standardowe i do czego są one nam potrzebne?

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



Jak definiuje się entalpie standardowe i do czego są one nam potrzebne?

Akumulator samochodowy to rodzaj akumulatora elektrycznego, zbudowanego m.in. z elektrody ołowianej oraz ok. 37% roztworu wodnego kwasu siarkowego, spełniającego funkcję elektrolitu.

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

Spółeczeństwa na każdym poziomie rozwoju nie mogłyby funkcjonować bez energii uzyskiwanej w wyniku reakcji chemicznych. Dotychczas, w większości krajów jest to głównie energia pozyskiwana z procesów spalania, jednak, ze względu na niekorzystny wpływ na klimat i środowisko, w najbliższym czasie powinno to ulec zmianie. Przykładem już wdrożonych innych zastosowań reakcji chemicznych jest stosowanie akumulatorów w telefonach, samochodach, a nawet latarkach. Ma to związek z faktem, iż przebieg większości reakcji chemicznych wiąże się z wydzieleniem lub pochłonięciem energii. Czy wiesz, jak nazywana jest energia związana z tworzeniem związku chemicznego? A może wiesz, co oznacza stan standardowy?

Twoje cele

- Zdefiniujesz standardową entalpię reakcji chemicznej.
- Wymienisz warunki, jakie niesie ze sobą pojęcie stanu standardowego.
- Porównasz reakcję chemiczną w stanie standardowym z innym typem reakcji.

Przeczytaj

Czym jest entalpia standardowa?

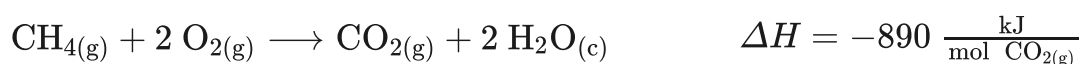
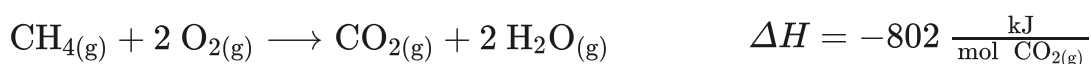
Większości reakcji chemicznych towarzyszy wydzielanie lub pochłanianie ciepła. W zapisie równań termodynamicznych, do wskazania, czy dana reakcja chemiczna zachodzi z pochłonięciem lub wydzieleniem ciepła, podaje się informacje dotyczącą wielkości zmiany entalpi tej reakcji (ΔH).



Standardowa entalpia tworzenia

Entalpia reakcji tworzenia związku z pierwiastków, w której wszystkie reagenty znajdują się w stanie standardowym, czyli pod ciśnieniem 1000 hPa i w wybranej temperaturze (zazwyczaj 0°C).

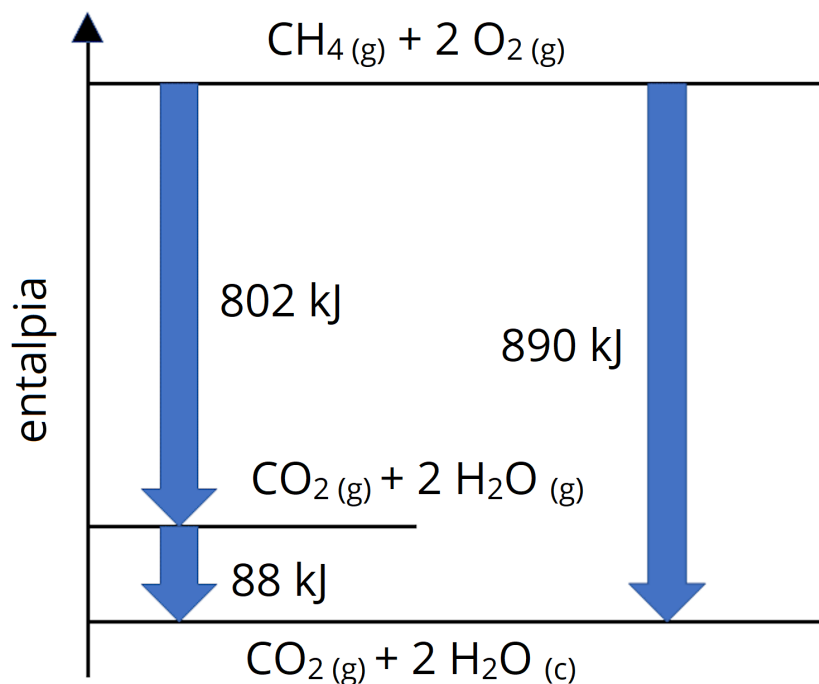
Wydzielanie się ciepła w trakcie reakcji chemicznych jest zależne od stanu fizycznego substratów i produktów (tj. ich stanów skupienia) oraz od warunków (ciśnienia i temperatury), w jakich ona przebiega. W celu zrozumienia tego stwierdzenia, należy przeanalizować poniższy przykład spalania metanu w warunkach standardowych.



Reakcje te różnią się ilością wydzielanego ciepła i stanem skupienia wydzielającej się wody. W pierwszej reakcji woda wydzielą się w postaci pary, a w drugiej w postaci cieczy.

Standardowa entalpia spalania

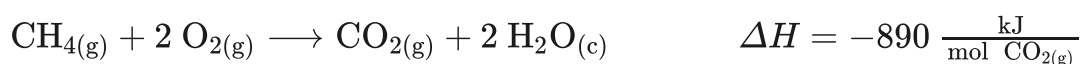
Entalpia reakcji spalania mola związku lub pierwiastka pod ciśnieniem 1000 hPa i w wybranej temperaturze (zazwyczaj 0°C).



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

Do odparowania wody, czyli przekształcenia wody ze stanu ciekłego do stanu gazowego, potrzeba pewnej porcji energii równej $44 \frac{\text{kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}}$. W czasie skraplania pary wodnej z układu oddawana jest ta sama, co do wartości, porcja energii, ale przeciwna co do znaku. Zatem, w wyniku przeprowadzenia reakcji spalania metanu z wytworzeniem pary wodnej, wydzielili się o 88 kJ energii mniej niż w przypadku uzyskania wody w postaci ciekłej.

Ze względu na to, że zmiany entalpii są zależne od ciśnienia, wprowadzono pojęcie **stanu standardowego**. Jest to wyidealizowany stan, w którym każda substancja znajduje się w stanie czystym pod ciśnieniem 1000 hPa. Za stan standardowy czystej wody uważa się ciekłą wodę (100%) pod ciśnieniem 1000 hPa, a stan standardowy lodu oznacza czysty w 100% lód pod ciśnieniem 1000 hPa. Zgodnie z tym entalpia reakcji, w przypadku której wszystkie reagenty (substraty i produkty) znajdują się w swoich standardowych stanach, nosi nazwę **standardowej entalpii reakcji** i oznaczana jest symbolem ΔH_r° . Zatem dla powyżej analizowanego przykładu, reakcję przebiegającą w stanach standardowych reagentów przedstawia równanie:



Zapis tej reakcji oznacza, że czysty gazowy metan ulega reakcji z czystym gazowym tlenem pod ciśnieniem 1000 hPa, co w efekcie powoduje powstanie czystego gazowego dwutlenku węgla i czystej ciekłej wody (pod tym samym ciśnieniem). Większość ustandaryzowanych danych termodynamicznych dotyczy umownie przyjętej temperatury 25°C (298,15 K). Wynika to z faktu, że jest to na ogół zwykła temperatura otoczenia i w takiej właśnie dokonano danego pomiaru. Dla wielkości standardowych należy przyjąć tę temperaturę, chyba że podana została inna jej wartość.

Podsumowanie

Podsumowując, standardowa entalpia reakcji dotyczy:

- molowych ilości reagentów, które określone są przez współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji;
- teoretycznej 100% wydajności reakcji;
- ciśnienia 1000 hPa;
- temperatury 25°C (298,15 K) (umownie przyjętej, gdyż temperatura nie wchodzi w definicję stanu standardowego).

Ogólnie rzecz ujmując, stan standardowy to wyidealizowany przypadek wprowadzony przez naukowców w celu ułatwienia obliczeń i uzyskania punktu odniesienia względem innych warunków. Należy pamiętać, że entalpii standardowej dla 1 mola danej substancji w stanie standardowym nie da się wyznaczyć, można jedynie podać zmianę entalpii, jaka następuje w trakcie tworzenia 1 mola tej substancji w warunkach standardowych.

Istnieje szereg różnych entalpii standardowych. W zależności, jakiej reakcji podlegają dane substancje, wyróżnia się np.: standardową entalpię tworzenia, standardową entalpię spalania, standardową entalpię parowania. Ich znajomość pozwala na obliczenie efektu energetycznego danej reakcji.

Przykłady standardowych entalpii tworzenia i spalania dla wybranych substancji

	$\Delta H_{\text{tw}}^{\circ} \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$	$\Delta H_{\text{sp}}^{\circ} \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$
Grafit	0	-393,51
Diamant	+1,895	-395,40
CO _{2(g)}	-393,51	
Metan	-74,81	-890
Etanol	-277,69	-1368
Kwas octowy	-484,5	-875
Kwas mlekowy	-694,0	-1344

	$\Delta H_{\text{tw}}^{\circ} \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$	$\Delta H_{\text{sp}}^{\circ} \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$
$\alpha\text{-D-glukoza}$	-1274	-2808
Glicyna	-532,9	-969
$\text{N}_{2(\text{g})}$	0	
$\text{N}_{(\text{g})}$	+472,70	
$\text{NO}_{(\text{g})}$	+90,25	
$\text{C}_{(\text{g})}$	+716,68	
$\text{CO}_{(\text{g})}$	-110,53	-283,2
$\text{H}_{2(\text{g})}$	0	-286,0
$\text{H}_{(\text{g})}$	+217,97	
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$	-241,82	

Źródło: <https://www.umb.edu.pl> (dostęp: 25.1.2021)

Prawo Hessa

Obliczenie standardowej entalpii (ΔH) dowolnej reakcji chemicznej jest możliwe dzięki zastosowaniu prawa Hessa. Zgodnie z nim:

Prawo: Hessa

zmiana entalpii, towarzysząca reakcji chemicznej (ciepło reakcji), nie zależy od drogi przemiany, a jedynie od efektów cieplnych stanów początkowego i końcowego układu.

Z prawa można korzystać, jeśli znane są entalpie, np. tworzenia lub spalania wszystkich substratów lub produktów danej reakcji chemicznej (mogą to być też entalpie dowolnych innych reakcji, które pozwolą po właściwym przekształceniu uzyskać pożądaną reakcję).

Wzór, który pozwala na obliczenie entalpii reakcji chemicznej, przedstawia się następująco:

$$\Delta H^{\circ} = \sum n \Delta H_{\text{p}}^{\circ} - \sum n \Delta H_{\text{s}}^{\circ}$$

gdzie:

- ΔH° – zmiana standardowej entalpii [kJ];

- n – liczba moli produktów lub substratów;
- $\sum n \Delta H_p^\circ$ – suma zmian standardowych entalpii tworzenia produktów;
- $\sum n \Delta H_s^\circ$ – suma zmian standardowych entalpii tworzenia substratów.

Słownik

stan standardowy

jest to stan substancji w postaci czystej, występujący pod ciśnieniem 1000 hPa i w dowolnie określonej temperaturze (najczęściej w 0°C)

standardowa entalpia reakcji (ΔH°)

jest to efekt cieplny reakcji chemicznej, która została przeprowadzona w warunkach standardowych ($T = 0^\circ\text{C}$, $p = 1000 \text{ hPa}$), przy założeniu, że reagenty przereagowały zgodnie ze stechiometrycznymi ilościami molowymi oraz 100% wydajnością reakcji

Bibliografia

Atkins P., *Chemia ogólna Cząsteczki materia reakcje*, Warszawa 2018.

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

Encyklopedia PWN.

Pazdro K.M., *Chemia nieorganiczna*, Warszawa 1992.

Film samouczek

Polecenie 1

Jak myślisz, w jaki sposób definiuje się entalpie standardowe związków? Zapoznaj się z filmem samouczkiem i rozwiąż poniższe zadania.



Film dostępny pod adresem </preview/resource/R5qBLe8cczaCK>

Film samouczek pt. „*Jak definiuje się entalpie standardowe i do czego są one nam potrzebne?*”

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

Film nawiązujący do treści materiału dotyczącej definiowania entalpii standardowych.

Ćwiczenie 1

Wyjaśnij, czym jest standardowa entalpia tworzenia związku.

Odpowiedź:

Ćwiczenie 2

Oblicz, ile wynosi standardowa entalpia tworzenia gazowego azotu.

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



Uzupełnij poprawnie definicję prawa Hessa.

Zmiana , towarzysząca reakcji chemicznej () , nie zależy od drogi przemiany, a jedynie od efektów cieplnych stanów i końcowego układu.

początkowego

entalpii

entropii

prędkość reakcji

pośredniego

ciepło reakcji

Ćwiczenie 2



Dobierz odpowiedni rodzaj reakcji do danego efektu energetycznego reakcji.

pochłanianie energii

reakcja egzoenergetyczna

reakcja egzotermiczna

reakcja endoenergetyczna

reakcja endotermiczna

wydzielanie energii

pochłanianie energii w postaci ciepła

wydzielenie energii w postaci ciepła

Ćwiczenie 3



Spośród poniżej przedstawionych definicji wybierz odpowiednią dla standardowej entalpii reakcji ΔH_r° :

- ☐ Standardowa entalpia reakcji jest równa sumie standardowych entalpii tworzenia produktów i substratów, w której każdy wyraz jest pomnożony przez współczynnik stechiometryczny odpowiedniego reagenta (dodatni dla produktu i ujemny dla substratu).
- ☐ Standardowa entalpia reakcji jest równa różnicy standardowych entalpii tworzenia produktów i substratów, w której każdy wyraz jest pomnożony przez współczynnik stechiometryczny odpowiedniego reagenta (dodatni dla produktu i ujemny dla substratu).
- ☐ Standardowa entalpia reakcji jest równa sumie standardowych entalpii tworzenia produktów i substratów, w której każdy wyraz jest pomnożony przez współczynnik stechiometryczny odpowiedniego reagenta (ujemny dla produktu i dodatni dla substratu).

Ćwiczenie 4



Standardowa entalpia spalania ΔH_{sp}° jest entalpią spalania:

- ☐ 1 m³ substancji
- ☐ 1 dm³ substancji
- ☐ 1 kg substancji.
- ☐ 1 mola substancji

Ćwiczenie 5



Oceń prawdziwość podanych informacji.

Zdanie	Prawda	Fałsz
Standardowa entalpia reakcji dotyczy: molowych ilości reagentów, które określone są przez współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji; teoretycznej 100% wydajności reakcji; ciśnienia 1000 hPa; temperatury 0 °C (273,15 K).	☐	☐
Entalpia spalania 1 g paliwa dla wodoru wynosi $-142 \frac{\text{kJ}}{\text{g}}$, a dla metanu tylko $-55 \frac{\text{kJ}}{\text{g}}$. Stąd wodór jest lepszym paliwem do rakiet.	☐	☐
Podczas spalania metanu jednym z produktów jest woda, która może być produktem gazowym lub ciekłym. Stan skupienia produktu nie wpływa na ich wartość entalpii.	☐	☐

Ćwiczenie 6



Standardowe entalpie spalania etanu, węgla i wodoru wynoszą odpowiednio:

- etan: $-1560 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
- węgiel: $-394 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
- wodór: $-286 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

Oblicz standardową entalpię tworzenia etanu. Oceń, czy poprawne jest twierdzenie, że w reakcji syntezy etanu z pierwiastków produkt ma energię wyższą od substratów. Uzasadnij swoją odpowiedź.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 7



Standardowe entalpie spalania propenu, propanu i wodoru wynoszą odpowiednio:

- propen: $-2058 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
- propan: $-2220 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
- wodór: $-286 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

Oblicz, ile wynosi standardowa entalpia reakcji uwodornienia propenu.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 8



Standardowa entalpia tworzenia amoniaku w fazie gazowej w temperaturze 25°C wynosi $-46 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$. Oblicz i podaj jej wartość w temperaturze 130°C , wiedząc że molowe pojemności cieplne reagentów wynoszą:

$$C_{p, \text{ mol, NH}_{3(g)}} = 35 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$C_{p, \text{ mol, N}_{2(g)}} = 29 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

$$C_{p, \text{ mol, H}_{2(g)}} = 29 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$$

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: Aleksandra Marszałek-Harych, Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Jak definiuje się entalpie standardowe i po co nam one?

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

Podstawa programowa:

Zakres podstawowy

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

6) stosuje pojęcie entalpii; interpretuje zapis $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$; określa efekt energetyczny reakcji chemicznej na podstawie wartości entalpii.

Zakres rozszerzony

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

11) stosuje pojęcie standardowej entalpii przemiany; interpretuje zapis $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$; określa efekt energetyczny reakcji chemicznej na podstawie wartości entalpii.

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:

- definiuje standardową entalpię tworzenia związku i standardową entalpię reakcji chemicznej;
- układa cykle termochemiczne na podstawie równań reakcji;
- oblicza efekty energetyczne dla różnych reakcji;

- wyznacza standardową entalpię reakcji i określi efekt energetyczny reakcji.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna.

Metody i techniki nauczania:

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

Forma pracy:

- praca zbiorowa;
- praca w grupach;
- 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, kreda.

Przed lekcją:

1. Uczniowie proszeni są o przeanalizowanie medium bazowego – film samouczek, gdyż ułatwi im to pracę na przyszłych zajęciach.

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel zadaje pytanie: Jak nazywa się energia związana z tworzeniem danego związku chemicznego?
2. Rozpoznawanie wiedzy wyjściowej uczniów. Nauczyciel prosi uczniów o podanie przykładów reakcji przebiegających z wydzielaniem lub pochłanianiem ciepła? Wskazany uczeń zapisuje przykłady na tablicy.
3. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele lekcji, które uczniowie zapisują w portfolio.

Faza realizacyjna:

1. Na podstawie fazy wstępnej, wskazany uczeń podchodzi do tablicy i przypisuje poszczególnym zapisanym przykładom reakcji chemicznych odpowiedni znak $\Delta H < 0$ lub $\Delta H > 0$, jako gremialna decyzja wszystkich uczniów. Następnie nauczyciel prosi o podanie definicji dla reakcji egzotermicznej i endotermicznej. Jeśli uczniowie mają problem z ich podaniem, odsyła ich do źródeł informacji, żeby odszukali i podali poprawne ich definicje.
2. Uczniowie samodzielnie analizują dostępne źródła informacji, w tym e-materiał, zapoznają się z definicją standardowej entalpii tworzenia związku chemicznego, standardowej entalpii reakcji, stanu standardowego oraz z treścią prawa Hessa.
3. Uczniowie analizują w parach polecenie 1 zawarte w e-materiale. Ewentualne niejasności tłumaczy nauczyciel.
4. Podopieczni wybierają jeden przykład reakcji zapisany na tablicy z fazy wstępnej lekcji i obliczają w zeszytach wartość standardowej entalpii dla tej reakcji. Chętni uczniowie podchodzą do tablicy i zapisują obliczenia. Nauczyciel weryfikuje rezultaty rozwiązań przedstawionych przez uczniów.
5. Uczniowie sprawdzają samodzielnie swoją wiedzę, wykonując ćwiczenia zawarte w e-materiale -- „Sprawdź się”.

Faza podsumowująca:

1. Nauczyciel sprawdza wiedzę uczniów, zadając przykładowe pytania: O czym mówi prawo Hessa? Jak można zdefiniować standardową entalpię tworzenia związku chemicznego? Co oznacza stan standardowy? Czym się różni reakcja egzotermiczna od endotermicznej?
2. Jako podsumowanie lekcji, nauczyciel może wykorzystać zdania do uzupełnienia, które uczniowie również zamieszczają w swoim portfolio:
 - Przypomniałem/łam sobie, że...
 - Co było dla mnie łatwe...
 - Czego się nauczyłem/łam...
 - Co sprawiało mi trudności...

Praca domowa:

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

Dodatkowo dla chętnych nauczyciel proponuje wykonanie przykładu dowolnej reakcji i na jej podstawie opracowanie cyklu termochemicznego pozwalającego wyznaczyć jej entalpię.

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Film samouczek może być wykorzystany jako medium do przygotowania do sprawdzianu.

Materiały pomocnicze:

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

- O czym mówi prawo Hessa?
- Jak można zdefiniować standardową entalpię tworzenia związku chemicznego?
- Co oznacza stan standardowy?
- Czym się różni reakcja egzotermiczna od endotermicznej?