

Prawo Hessa



Poziom wiekowy od:	Temat wiodący:	Podtemat	Poziom wymagań	Realizacja	Przygotowanie
14 lat	Ciepło reakcji	Prawo Hessa	••	•	•

Definicja zadania

Uczniowie badają jak pośrednio określić wydzielanie ciepła w reakcji, której nie można przeprowadzić eksperymentalnie.

Wprowadzenie

Co mówi prawo Hessa?

Kalorymetria może być wykorzystywana do obliczania ciepła reakcji chemicznych. Niektóre reakcje są trudne do przeprowadzenia eksperymentalnie. Ciepło tych reakcji można jednak określić pośrednio za pomocą prawa Hessa.

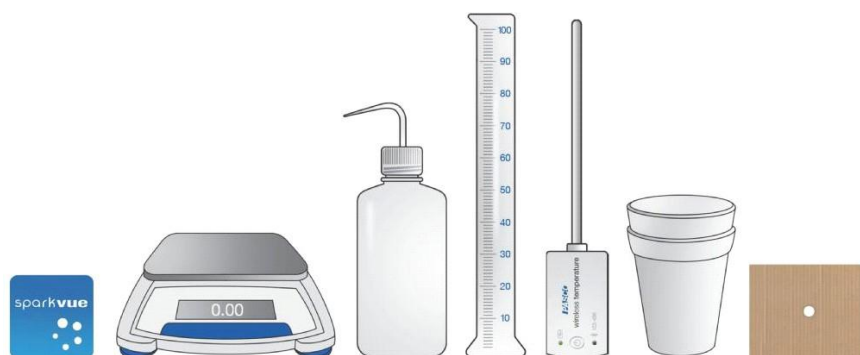
Jeśli równania chemiczne mogą być łączone w celu utworzenia nowego równania, wartości entalpii dla znanych równań mogą być również łączone i dodawane w celu uzyskania entalpii nieznanego równania.

W tym eksperymencie ciepło tworzenia tlenku magnezu (MgO) jest określone poprzez pomiar energii związanej z reakcjami prowadzącymi do jego powstania. Całkowita energia w układzie zawierającym MgO pozostaje stała. Zmiany energii są niezależne od ścieżki, więc nie ma znaczenia, w jaki sposób powstaje MgO . W tym eksperymencie zmierzone dane są wykorzystywane do udowodnienia prawa Hessa.

Materiał i metody

Następujące materiały są dla każdego ucznia lub grupy:

- System akwizycji danych
- [Inteligentny czujnik temperatury](#)
- [Cylinder miarowy](#), 100 ml
- Kubek spieniający, 250 ml (2)
- Piankowa pokrywa kubka (lub karton z otworem na czujnik)
- [Waga](#) (dokładność odczytu: 0,01 g)
- Taśma magnezowa, 0,6 g
- Tlenek magnezu (MgO), 1,0 g
- Przepłukiwanie butelki wodą destylowaną



Bezpieczeństwo

Oprócz standardowych środków ostrożności proszę zwrócić uwagę na następujące zasady bezpieczeństwa:

- Zawsze noś okulary ochronne.

Projektowanie i przeprowadzanie eksperymentu

1. Otwórz SPARKvue.
2. Użyj ikony Bluetooth, aby podłączyć czujnik temperatury.
3. Zważ pusty zestaw kalorymetru składający się z dwóch kubków styropianowych i zanotuj masę w odpowiednim miejscu nad Tabelą 1 dla Próby 1. Następnie dodaj **60 ml roztworu HCl o stężeniu 1,0 M** i ponownie zważ zestaw. Zanotuj łączną masę w odpowiednim miejscu nad Tabelą 1, a następnie oblicz i wpisz masę samego roztworu HCl w Tabeli 1.
4. Umieść pokrywkę na kalorymetrze i włóż czujnik temperatury przez przeznaczony do tego otwór. Rozpocznij rejestrację danych. Gdy temperatura się ustabilizuje, zanotuj temperaturę roztworu HCl w Tabeli 1.
5. Zważ **około 0,6 g taśmy magnezowej**. Dokładną masę magnezu wpisz do Tabeli 1.
6. Ostrożnie dodaj taśmę magnezową do kalorymetru z roztworem kwasu. Natychmiast przykryj zestaw pokrywką i delikatnie wymieszaj zawartość.
7. Zakończ rejestrację danych, gdy temperatura się ustabilizuje. Zanotuj najwyższą osiągniętą temperaturę i zmianę temperatury w Tabeli 1.
8. Po zakończeniu reakcji wylej mieszaninę do zlewu. Dokładnie przepłucz kubki styropianowe (3-4 razy) wodą z kranu. Osusz wnętrze i zewnętrzną powierzchnię zestawu kalorymetru przed kolejną reakcją..
9. Zważ ponownie pusty zestaw kalorymetru składający się z dwóch kubków styropianowych i zanotuj masę w odpowiednim miejscu nad Tabelą 1 dla Próby 2. Dodaj **60 ml roztworu HCl o stężeniu 1,0 M**, ponownie zważ i zanotuj łączną masę oraz masę samego roztworu HCl w Tabeli 1..
10. Umieść pokrywkę na kalorymetrze i włóż czujnik temperatury przez otwór. Rozpocznij rejestrację danych. Gdy temperatura się ustabilizuje, zanotuj temperaturę początkową roztworu HCl w Tabeli 1..
11. Zważ około **1,0 g MgO**. Dokładną masę MgO wpisz do Tabeli 1..

12. Ostrożnie dodaj MgO do kalorymetru zawierającego kwas. Natychmiast przykryj zestaw pokrywką i delikatnie mieszaj, aż całe MgO zareaguje.
13. Zakończ rejestrację danych, gdy temperatura się ustabilizuje. Zanotuj najwyższą osiągniętą temperaturę oraz zmianę temperatury w Tabeli 1.
14. Po zakończeniu reakcji wylej mieszaninę do zlewu. Dokładnie przepłucz kubki styropianowe (3-4 razy) wodą z kranu. Osusz wnętrze i zewnętrzną powierzchnię zestawu kalorymetru przed kolejną reakcją.

Analiza danych

Tabela 1 - Zmiana temperatury

Eksperyment 1

Pusty kalorymetr
masa g= _____

Pełny kalorymetr
masa (z HCl) g= _____

Próba 2

Pusty kalorymetr
masa g= _____

Pełny kalorymetr
masa (z HCl) g= _____

Próba #	Masa HCl-Rozwiązanie [g]	Masa reagenta (Mg lub MgO) [g]	Początkowy temperatura [°C]	Temperatura końcowa [°C]	Zmiana w Temperatura [°C]
1 (Mg)					
2 (MgO)					

1. Wyznacz liczbę moli magnezu i tlenku magnezu dla obu prób i wpisz je do Tabeli 2.

2. Oblicz ilość ciepła pochłoniętego roztwór. Ciepło można obliczyć (w dżulach) za pomocą następującego równania:

$$-\Delta H_{rxn} = Q = m \times 4.18 \frac{kJ}{kg \cdot K} \times \Delta T$$

Masa do obliczeń dla eksperymentu 1 wynika z całkowitej masy roztworu HCl i pasma magnezu, a dla eksperymentu 2 z masy roztworu HCl i tlenku magnezu.

Do obliczenia ciepła potrzebna jest również zmiana temperatury i pojemność cieplna właściwa. Ponieważ roztwór składa się głównie z wody można założyć, że pojemność cieplna właściwa wynosi $4.18 \frac{kJ}{kg \cdot K}$ jest. Wyniki obliczeń należy wpisać do tabeli 2.

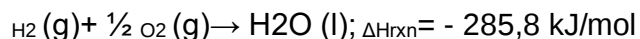
3. Ciepło reakcji ma tę samą wartość z przeciwnym znakiem, ponieważ ciepło jest pochłaniane przez roztwór (patrz prawo zachowania energii!). Oblicz ciepło reakcji i przelicz jednostki na kJ. Wpisz te wartości do tabeli 2.
4. Ciepło reakcji jest formułowane na podstawie molowej. Określ ΔH_{rxn} w kJ/mol, dzieląc przez liczbę moli ograniczającego reagenta. Reagentem ograniczającym był reagent zawierający magnez. Wpisz te wartości do tabeli 2.

Tabela 1 - Zmiana temperatury

Próba #	Liczba moli substancji zawierającej magnez Reagenty [mol]	Ciepło reakcji [J]	Ciepło reakcji [kJ]	ΔH_{rxn} [kJ/mol]
1 (Mg)				
2 (MgO)				

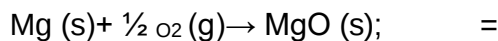
5. Zapisz zrównoważone równania termochemiczne dla obu reakcji w tym eksperymencie i zapisz ΔH_{rxn} obok każdej reakcji.
6. Standardowe ciepło tworzenia ciekłej wody można opisać w następujący sposób:

¹ Pojemność cieplna właściwa ciekłej wody



Połącz to równanie i równania z poprzedniego kroku, aby uzyskać równanie tworzenia MgO (s).

Pożądane równanie:



Pytania końcowe

1. Opisz, czego nauczyłeś się w tym eksperymencie na temat reakcji kalorymetrycznych.
2. Jakie, Twoim zdaniem, było największe źródło błędu?
3. Jak Twoje wartości ciepła reakcji z Prób 1 i 2 wypadają w porównaniu z wynikami innych grup, które przeprowadziły ten eksperyment? Wyjaśnij zaobserwowane różnice.
4. Który pomiar podczas zbierania danych był według Ciebie najmniej dokładny? Wyjaśnij, jak mogło do tego dojść.
5. Dlaczego należy obliczać Δ_{Hrxn} reakcji w przeliczeniu na jeden mol substancji stałej (Mg lub MgO)? Wyjaśnij, dlaczego to jest konieczne

Bibliografia:

- Biblioteka cyfrowa PASCO

Katalog zdjęć:

PASCO