



Podstawy Fizyki Ciepło

Praca zbiorowa

Ćwiczenie F 24

WYZNACZANIA ENTALPII UKŁADU

opr. techn. Mirosław Maś

Uniwersytet Przyrodniczo - Humanistyczny
Siedlce 2019

1. Wstęp

Celem ćwiczenia jest wyznaczenie entalpii podczas rozpuszczania tiosiarczanu sodu w wodzie metodą kalorymetryczną.

Przed rozpoczęciem ćwiczenia należy sprawdzić czy zestaw laboratoryjny jest kompletny.

Uwaga:

Sprawdź ilość tiosiarczanu sodu i jego konsystencję (jest silnie higroskopijny). Jeśli jest zbrylony lub jego ilość nie wystarcza na potrzeby pomiarów zgłoś to prowadzącemu zajęcia.

Do ćwiczenia należy opanować następujące zagadnienia teoretyczne:

- układ termodynamiczny, równowaga termodynamiczna,
- zasady termodynamiki.
- funkcje i parametry stanu,
- Energia wewnętrzna, entalpia jako termodynamiczna funkcja stanu.

2. Wprowadzenie

Układ termodynamiczny - w ćwiczeniu układem termodynamicznym jest kalorymetr. Jest to układ zamknięty – może zachodzić wymiana energii (temperatury) pomiędzy układem a otoczeniem, nie ma wymiany materii.

Równowaga termodynamiczna - układ jest w stanie równowagi, jeżeli parametry termodynamiczne nie zmieniają się w czasie. **Zmiana parametrów** zmienia jeden stan równowagi na inny. Jest to **proces termodynamiczny** zachodzący zgodnie z jedną z zasad termodynamiki.

Zasady termodynamiki – (jest ich 5) to podstawowe prawa fizyki zajmujące się badaniem efektów energetycznych przemian fizycznych i chemicznych, wpływających na zmiany energii wewnętrznej układu.

Energia wewnętrzna układu (U) - powiązana jest z nieuporządkowanym ruchem cząsteczek. Równa jest sumie energii kinetycznej (E_k) oraz potencjalnej (E_p) wzajemnych oddziaływań składowych układu.

$$U = E_k + E_p$$

Funkcje i parametry stanu układu - Wielkości fizyczne nazywane **funkcjami stanu** opisują stan układu. Zmiany funkcji stanu są równe różnicy wartości funkcji w stanie końcowym i początkowym. Funkcje stanu nie zależą od sposobu, w jakim zachodzi zmiana. Funkcjami stanu są:

energia wewnętrzna, entalpia, entropia, energia swobodna, entalpia swobodna, potencjał chemiczny.

Praca i ciepło nie są funkcjami stanu.

Parametry stanu to:

temperatura, ciśnienie, masa, objętość i parametry termodynamiczne (są połączeniem funkcji i parametrów stanu).

Entalpia - funkcja stanu będąca sumą energii wewnętrznej układu oraz iloczynem ciśnienia i jego objętości.

$$H = U + pV$$

Zamiana entalpii w procesie odwracalnym jest równa

$$\Delta H = T\Delta s + V\Delta p$$

gdzie:

T – temperatura układu

Δs – zmiana entropii układu

przy czym:

$$T\Delta s = \Delta U + p\Delta V$$

Dlatego I zasadę termodynamiki można przedstawić w postaci:

$$\Delta H = \Delta Q$$

Łatwo zauważyć, że w procesie izobarycznym, ciepło doprowadzane lub odprowadzane z układu jest równoważne zmianie entalpii.

Proces rozpuszczania tiosiarczanu sodu w wodzie możemy traktować jako izobaryczny, a zatem:

$$\Delta H = \sum_{n=1}^n \Delta H_i = \sum_{n=1}^n \Delta Q_i = \Delta Q$$

gdzie: ΔH_i – cząstkowe zmiany entalpii,

ΔQ_i – porcja doprowadzonego lub odprowadzonego ciepła z układu.

•.

3. Elementy zestawu pomiarowego

Zestaw pomiarowy składa się

- kalorymetru z termometrem laboratoryjnym,
- wagi analitycznej,
- pojemnika z tiosiarczanem sodu,
- szklanych lub papierowych tacek do przechowywania odważonych porcji.
- woda (rozpuszczalnik), tiosiarczanu sodu (substancja rozpuszczana).

4. Przebieg pomiarów.

Przed przystąpieniem do wykonywania pomiaru należy wykonać kilka czynności pomocniczych. Należy:

- zważyć wewnętrzne naczynie kalorymetru m_k .
Naczynie musi być suche.
- odważyć 7 porcji tiosiarczanu po 5g każda. Każdą z porcji umieścić oddzielnie, na papierowej (lub szklanej) tacce.

Zważone naczynie (m_k) napełniamy wodą (do połowy objętości) o temperaturze około 35°C. Wyznaczamy masę naczynia z wodą (m_{k+w}).

Wkładamy naczynie w osłonę termiczną kalorymetru i mierzymy temperaturę początkową t_{p1} . Wsypujemy jedną z odważonych porcji tiosiarczanu sodu m_i . ($i = 7$). Mieszymy roztwór aż do całkowitego rozpuszczenia się tiosiarczanu sodu i mierzymy temperaturę końcową t_{k1} .

Wewnętrzne naczynie kalorymetryczne otwieramy tylko na czas wsypywania kolejnych porcji tiosiarczanu, w czasie mieszania nie zaglądamy do niego.

Wsypujemy następną porcję tiosiarczanu sodu m_2 , mierzymy temperaturę końcową t_{k2} . Postępujemy analogicznie z kolejnymi porcjami tiosiarczanu.

5. Obliczenia:

1. Oblicz masę wody w kalorymetrze m_w .

$$m_w = m_{k+w} - m_k$$

2. Oblicz stężenia k_i (oddzielnie dla każdego pomiaru) badanego roztworu

$$k_i = \frac{\sum m_i}{m_w + \sum m_i} \cdot 100\%$$

gdzie: m_i masa tiosiarczanu sodu

3. Częstkową zmianę entalpii oblicz ze wzoru:

$$\Delta H_i = [(m_w + m_i) \cdot c_{ri} + m_k c_k] \cdot (t_{ki} - t_{pi})$$

gdzie: m_w – masa wody,
 m_i – masa tiosiarczanu sodu,
 c_{ri} – ciepło właściwe roztworu
 m_k – masa kalorymetru
 c_k – ciepło właściwe materiału kalorymetru
 t_{pi} – temperatura początkowa roztworu
 t_{ki} – temperatura końcowa roztworu

UWAGA!!! $t_{k1} = t_{p2}$, $t_{k2} = t_{p3}$, $t_{k6} = t_{p7}$.

4. Wyznacz ciepło właściwe roztworu na podstawie wykresu zależności ciepła właściwego od stężenia. (Wykres na ostatniej stronie instrukcji).
5. Wyznacz 7 entalpii cząstkowych (rozpocznąć pomiar od 5 g).
6. Oblicz całkowitą zmianę entalpii układu. ($n = 7$)

$$\Delta H = \sum_{i=1}^n \Delta H_i$$

Wyniki pomiarów i obliczeń zanotuj w tabelach

	1	2	3	Średnia
Masa pustego kalorymetru m_k [kg]				
Masa kalorymetru z wodą m_{k+w} [kg]				
Masa wody $m_w = m_{k+w} - m_k$ [kg]				

Numer porcji i	1	2	3	4	5	6	7
Temperatura początkowa pomiaru t_{pi} [°C]							
Temperatura końcowa pomiaru t_{ki} [°C]							
Masa tiosiarczanu sodu w roztworze Σm_i [kg]	0,005	0,010	0,015	0,020	0,025	0,030	0,035
Stężenie roztworu k_i [%]							
Ciepło właściwe roztworu c_{ri} [J/(kg·K)]							
Zmiany cząstkowe entalpii ΔH_i [J]							
Całkowita zmiana entalpii układu ΔH [J]							

7. Wykonaj wykres zależności temperatury roztworu od jego stężenia $t = f(k)$.
8. Oblicz błąd maksymalny. Przeprowadź dyskusję błędów, wyników i wyciągnij wnioski.

6. Literatura

1. *Ćwiczenia laboratoryjne z fizyki* – A. Daniluk UPH Siedlce
2. *Ćwiczenia laboratoryjne z fizyki i biofizyki* - pod redakcją A. Murkowskiego
3. *Termodynamika fenomenologiczna* – Werle
4. *Fizyka z elementami biofizyki i agrofizyki(przewodnik do ćwiczeń)*. - J. Socka, M. Alchimowicz, J. Białowicz.
5. *Instrukcje do ćwiczeń laboratoryjnych* - Katedra Fizyki UP w Lublinie

Zależność ciepła właściwego od stężenia roztworu

Cr [kJ/kg K]

