Barbara Siemek
Zakład Fizyki, Uniwersytet Rolniczy im.H.Kołłątaja w Krakowie

Do użytku wewnętrznego

ĆWICZENIE 14
WYZNACZANIE CIEPŁA TOPNIENIA LODU

Kraków, 2016 r.

SPIS TREŚCI

I. CZĘŚĆ TEORETYCZNA **2**

1. UKŁADY JEDNO I WIELOFAZOWE 2
2. CIEPŁO PRZEMIANY FAZOWEJ (CIEPŁO UTAJONE) 2
3. PRZEMIANY FAZOWE I-EGO I II-EGO RODZAJU 3
4. ZMIANY STANU SKUPIENIA 3
5. TOPNIENIE CIAŁ 6
6. CIEPŁO TOPNIENIA 7
7. TEMPERATURA TOPNIENIA 7
8. ZASADA BILANSU CIEPLNEGO 8
9. ZASADA POMIARU CIEPŁA TOPNIENIA 9

II. CEL ĆWICZENIA **10**

III. WYKONANIE ĆWICZENIA ..... Błąd! Nie zdefiniowano zakładki.

IV. OPRACOWANIE WYNIKÓW ..... Błąd! Nie zdefiniowano zakładki.

V. LITERATURA UZUPEŁNIAJĄCA **12**

VI. INDEKSY **13**

WIADOMOŚCI DO POWTÓRZENIA ZE SZKOŁY ŚREDNIEJ:

Pojęcia: ciepło właściwe, ciepło właściwe ciał stałych, cieczy i gazów, ciepło topnienia, ciepło parowania, temperatura, energia wewnętrzna. Zmiany stanu skupienia. Warunki stosowalności bilansu cieplnego.

CZĘŚĆ TEORETYCZNA

Ogrzewanie ciał prowadzi zwykle do wzrostu ich temperatury, lecz może także prowadzić do ich wewnętrznych przemian. By przemiany te sklasyfikować i opisać wprowadzimy kilka definicji.

1. Układy jedno i wielofazowe

Fazą nazywamy makroskopową część układu mającą wszędzie jednakowe własności fizyczne, oddzieloną od pozostałych części tego układu powierzchnią rozdziału nazywaną *granicą faz*. Rozróżnia się układy jedno i wielofazowe.

Układ jednofazowy jest to układ złożony tylko z jednej fazy (stałej, ciekłej lub gazowej) substancji. Lód jest przykładem układu jednofazowego i jedno- składnikowego.

Układ wielofazowy jest układem złożonym z więcej niż jednej fazy. Przykładem układu wielofazowego może być układ złożony z wody i pary wodnej zawierający tylko jeden składnik tzn. wodę. Przykładem układu wielofazowego i wielo- składnikowego może być naczynie z wodą, do której dolaliśmy rtęć. Ponieważ rtęć nie miesza się z wodą, więc w tym przypadku mamy dwie fazy ciekłe (wodę i rtęć) , jedną gazową (para wodna, pary rtęci i powietrze) oraz dwa składniki, którymi są woda i rtęć.

Z doświadczenia wynika, że współistnienie faz możliwe jest w ściśle określonych warunkach. Warunkiem równowagi faz jest np. równość temperatur wszystkich faz**.** Jeśli warunki równowagi nie są spełnione następuje przekształcanie się jednych faz w inne.

2. Ciepło przemiany fazowej (ciepło utajone)

Rozpatrzmy następujący przykład. Gdy lód o temperaturze 0^oC i masie jednego kilograma topi się i zamienia całkowicie w wodę, to pochłaniane jest przy tym ciepło równe około $3.3 \cdot 10^5$ J. Gdy woda zamarza wtedy taka sama ilość ciepła wydziela się do otoczenia. Ciepło to zostaje zużyte tylko na zamianę lodu w wodę (lub na odwrót), gdyż podczas tego procesu temperatura lodu pozostaje równa 0^oC, a powstająca z niego woda utrzymuje także stałą temperaturę równą 0^oC.

Wiele innych procesów np. wrzenie, przebiega podobnie i także towarzyszy im wydzielanie lub pochłanianie pewnej ilości ciepła. Ta ilość ciepła podzielona przez masę substancji nazywa się *ciepłem przemiany* (Q_{prz}, [J/kg]). Ciepło przemiany nazywane jest także *ciepłem utajonym*.

3. Przemiany fazowe I-ego i II-ego rodzaju

Przemiany fazowe I-ego rodzaju są to zmiany fazy układu, podczas których gęstość (ρ) oraz takie funkcje termodynamiczne jak np. energia wewnętrzna (U) doznają skokowej zmiany. Przy przejściach fazowych I-ego rodzaju ciepło przemiany jest różne od zera ($Q_{prz} \neq O$). Przejściami fazowymi I-ego rodzaju są m.inn: topnienie, krzepnięcie i parowanie. Poza zmianami stanu skupienia do przejść fazowych I-ego rodzaju należą również niektóre zmiany struktury krystalicznej w ciałach stałych.

Przemiany fazowe II-ego rodzaju są to takie przemiany, w których ciepło przemiany równe jest zero ($Q_{prz}=O$) i zachodzą one bez zmiany gęstości. W przemianach tych zmieniają się skokowo np. ciepło właściwe, współczynnik rozszerzalności objętościowej.

Do przejść fazowych drugiego rodzaju należą np. przejścia ferromagnetyk- paramagnetyk. Przykładem może tu być żelazo, które w temperaturze poniżej tzw. punktu Curie (768^oC) jest ferromagnetykiem i ma sieć krystaliczną typu α. W temperaturze 768^oC gęstość żelaza nie ulega zmianie, natomiast współczynnik rozszerzalności cieplnej zmienia się skokowo i w temperaturach wyższych staje się ujemny (długość maleje przy ogrzewaniu). Okazuje się, że w tej przemianie żelaza, zmienia się typ sieci krystalicznej z α na β. Żelazo β jest paramagnetykiem.

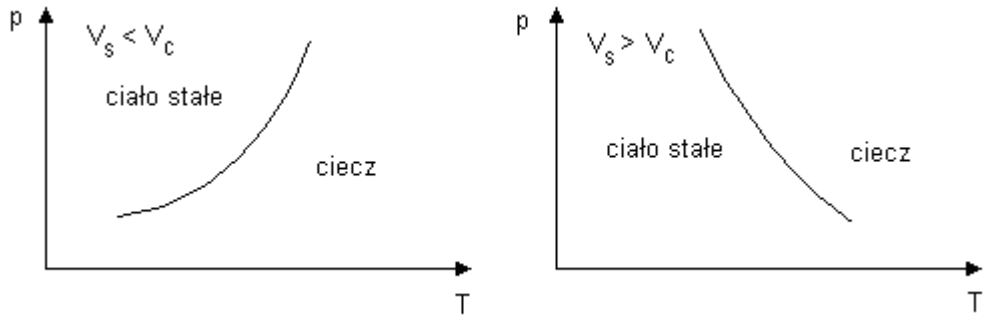
4. Zmiany stanu skupienia

Najlepiej znanymi z życia codziennego przejściami fazowymi I-ego rodzaju są *zmiany stanu skupienia* ciał. W przyrodzie wyróżnia się trzy stany skupienia ciał: stały, ciekły i gazowy. Gdy ciało stałe przechodzi w ciecz (np. lód w wodę) mamy do czynienia z **topnieniem**; przejście odwrotne, od stanu ciekłego do stałego nazywamy **krzepnięciem**. Przejście od stanu ciekłego do gazowego jest **parowaniem**, a przejście odwrotne-**skraplaniem** (kondensacją). Proces przejścia ciała stałego bezpośrednio w gaz nazywamy **sublimacją**, a przejście odwrotne-**resublimacją.**

Niekiedy możemy zaobserwować, że dwie a czasem wszystkie trzy fazy: stała ciekła i lotna mogą współistnieć ze sobą. Np. po wrzuceniu kostki lodu do wody zauważa się, że przez pewien czas obie fazy występują jednocześnie. Możliwy jest także przypadek, w którym całkowite stopnienie lodu w wodzie nie zajdzie i stan taki nazywamy *równowagą fazową*. W opisie mikroskopowym równowagę fazową opisuje się jako proces, w którym tyle samo cząsteczek przechodzi z fazy ciekłej do stałej ile odwrotnie.

Temperatura , w której ta równowaga faz zachodzi nazywa się **temperaturą przemiany fazowej**. Wartość temperatury przemiany fazowej zależy od ciśnienia. Np. dla wody z lodem, równowaga faz występuje w temperaturze 0^oC jedynie przy ciśnieniu zwanym normalnym

(p=101325 Pa), a przy innych ciśnieniach wartość temperatury jest inna. Dla różnych ciał zależność pomiędzy ciśnieniem i temperaturą przemiany fazowej pierwszego rodzaju i reprezentowana jest na wykresie p(T) przez pewne krzywe (rys.1a i 1b).

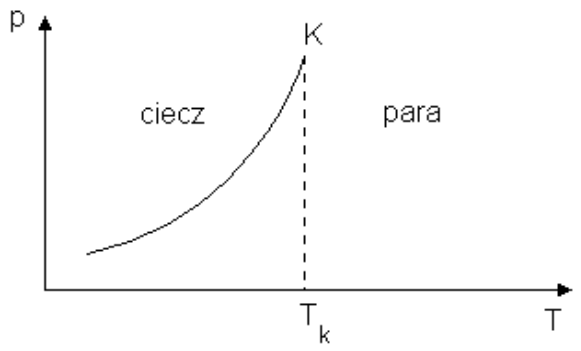


Rys. 1a Rys.1b

Rys. 1. Krzywe równowagi dwufazowego układu ciało stałe-ciecz. V_s oznacza objętość ciała w stanie stałym, a V_c jest objętością w stanie ciekłym. Podczas topnienia wzrasta objętość ciała: $V_s<V_c$ (rys.1a). Podczas topnienia maleje objętość ciała : $V_s>V_c$ (rys.1b)

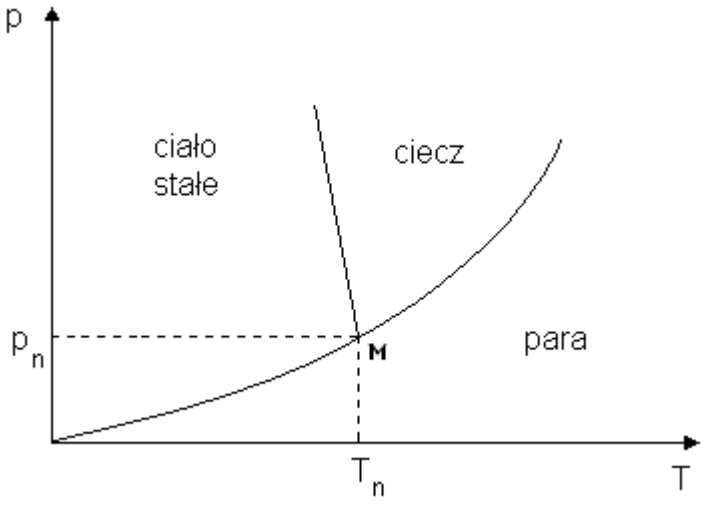
Każdy punkt tych krzywych przedstawia wartości p i T dla których stan równowagi dwóch współistniejących faz (stałej i ciekłej). Dla wartości parametrów p i T po lewej stronie krzywej może istnieć ciało stałe, a po prawej - ciecz. Przy czym jak widać na rys.1a, w przypadku ciał, które podczas topnienia zwiększają swoją objętość ($V_s<V_c$), zależność ciśnienia od temperatury przemiany fazowej jest malejąca . Natomiast jeżeli $V_s>V_c$ (rys.1b) to zależność ciśnienia od temperatury przemiany fazowej jest rosnąca. Na ogół mamy jednak do czynienia z tą pierwszą sytuacją.

Analogicznie jak dla układu ciało stałe-ciecz można sporządzić wykres układu dwufazowego ciecz-para. Wartości temperatury i ciśnienia, przy których istnieje równowaga pomiędzy cieczą i parą kończy się w punkcie krytycznym K (patrz rys.2). Stan równowagi pomiędzy cieczą i parą można wyjaśnić następująco. Jeżeli rozpatrzymy naczynie wypełnione częściowo wodą i parą wodną, to woda zawarta w tym naczyniu paruje i zwiększa się masa pary, a tym samym wzrasta jej gęstość i ciśnienie. Gdy para osiągnie największą gęstość i ciśnienie w danej temperaturze co oznacza, że taka sama ilość cząsteczek wyparuje jaka ulegnie skropleniu to nazywamy tę parę nasyconą.



Rys. 2. Krzywa równowagi układu dwufazowego ciecz-para.

Złożenie wykresów z rys. 1 i 2 daje przecięcie się krzywych w pewnym punkcie, który na rysunku 3 oznaczamy przez M i nazywamy go punktem potrójnym (rys.3). Dla wartości parametrów odpowiadających temu punktowi, istnieje równowaga pomiędzy wszystkimi trzema fazami: stałą, ciekłą i gazową (fazy te współistnieją ze sobą). Parametry punktu potrójnego są ściśle określone i na przykład dla lodu, wody i pary wynoszą odpowiednio: (p_n =611 Pa, T_n=273,16 K).



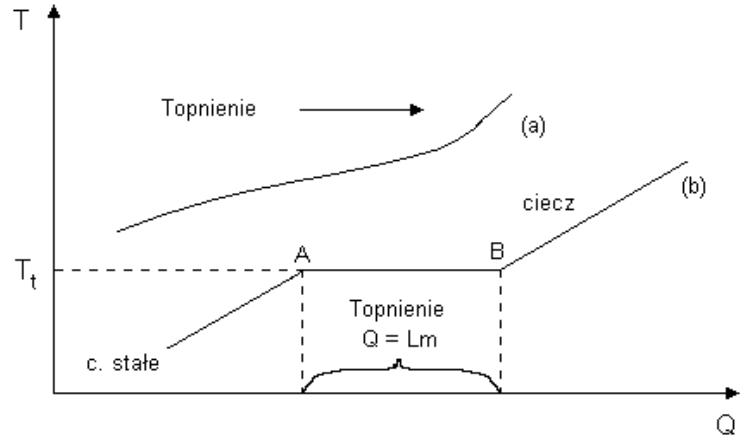
Rys. 3. Krzywe równowagi układu trójfazowego (np. lodu, wody i pary)

Jak widać na rys.3 w temperaturze mniejszej od T_n i przy ciśnieniu mniejszym od p_n lód jest w równowadze nie z cieczą ale z parą nasyconą.

5. Topnienie ciał

Przejście substancji ze stanu stałego w stan ciekły nazywamy *topnieniem*. Jest to przemiana fazowa I-ego rodzaju przy czym, jak wykazuje doświadczenie, *krzywe ogrzewania* ciał bezpostaciowych (amorficznych) i krystalicznych są różne.

Jeżeli ogrzewamy ciało bezpostaciowe (np. wosk) dostarczając mu energii Q, to jego temperatura T rośnie w sposób nieprzerwany (rys.4a). Jak ilustruje rys.4a, proces topnienia ciał bezpostaciowych nie zachodzi w stałej temperaturze, lecz w pewnym przedziale temperatur. Dla danej substancji bezpostaciowej nie można podać ściśle określonej temperatury topnienia i, jak zobaczymy poniżej, nie jest także możliwe określenie ciepła topnienia. Zmiana stanu skupienia takich substancji zachodzi stopniowo, substancja mięknie i trudno określić, kiedy mamy ciało stałe a kiedy już tylko ciecz. Ciała krystaliczne (np. lód) zachowują się odmiennie. Przy równomiernym dostarczaniu energii, obserwujemy ustalenie się pewnej ściśle określonej temperatury T_t, w której zachodzi zjawisko topnienia (rys.4b).



Rys. 4 . Krzywe ogrzewania ciał bezpostaciowych (a) i krystalicznych (b)

Temperatura ta nie ulega zmianie dopóki nie stopi się całe ciało krystaliczne. Poziomy odcinek AB wykresu (4b), odpowiada przejściu ciała stałego w ciecz i charakteryzuje on współistnienie dwóch faz: stałej i ciekłej. Odcinkowi AB odpowiada pewna ilość ciepła, którą należy doprowadzić do ciała stałego, przy stałej temperaturze T_t, dla całkowitego stopienia go. Ta ilość ciepła Q potrzebna do zamiany ciała stałego w ciecz o tej samej temperaturze jest proporcjonalna do masy tego ciała m: $Q = L \cdot m$. Współczynnik proporcjonalności L nazywany jest ciepłem topnienia.

6. Ciepło topnienia

Ciepło topnienia (L) określone jest następującym wzorem:

$$L = \frac{Q}{m} \quad , \qquad (1)$$

gdzie: Q oznacza ilość ciepła potrzebną do zamiany ciała stałego w ciecz o tej samej temperaturze, m jest masą ciała.

Liczbowo ciepło topnienia [L] jest równe ilości energii potrzebnej do stopienia jednostki masy substancji bez zmiany temperatury. Jednostką ciepła topnienia jest w układzie SI [J/kg].

Ciepło topnienia jest wielkością charakteryzującą rodzaj ciała czyli jest ono stałą materiałową (nie zależy od masy ciała lecz od substancji, z której ciało jest wykonane). Wyznaczone doświadczalnie wartości ciepła topnienia niektórych substancji zamieszczono w tabeli 1.

Tabela 1. Ciepło topnienia i temperatura topnienia niektórych substancji. [Jeżewski M., Kalisz J., Tablice wielkości fizycznych oraz pomocnicze tablice matematyczne, PWN, W-wa 1957,s.96;s.109].

Substancja	Ciepło topnienia [J/kg]	Temperatura topnienia [K]
rtęć (Hg)	13 000	234
ołów (Pb)	25 000	600
srebro (Ag)	105 000	1233
miedź (Cu)	205 000	1361
lód (H_2O)	333 630	273
aluminium (Al)	400 000	933

7. Temperatura topnienia

Jak widać na rys.4b proces przejścia ciała stałego krystalicznego, w ciecz zachodzi w stałej temperaturze. Tę stałą temperaturę nazywamy *temperaturą topnienia* (T_t).

Temperatura topnienia T_t zależy od ciśnienia, przy którym następuje przemiana ciała stałego w ciecz (rys. 1). Przedstawioną na rys. 1, doświadczalnie stwierdzoną zależność temperatury topnienia od ciśnienia opisuje równanie Clapeyrona-Clausiusa , które jest spełnione dla dowolnej przemiany I – ego rodzaju (możliwe do wyprowadzenia na gruncie termodynamiki):

$$\frac{\Delta T_t}{\Delta p} = \frac{T_t (V_C - V_S)}{L} \quad , \qquad \textbf{(2)}$$

gdzie: ΔT_t jest to zmiana temperatury topnienia, Δp oznacza zmianę ciśnienia, V_c i V_s są to *objętości właściwe* cieczy i ciała stałego tj. objętości jednostki masy: $V=1/\rho$

(ρ - gęstość substancji), L - ciepło topnienia. Poniżej, w oparciu o równanie Clapeyrona-Clausiusa, przedyskutujemy kiedy wzrost ciśnienia powoduje wzrost, a kiedy zmniejszenie temperatury topnienia. Zazwyczaj podczas topnienia zwiększa się objętość właściwa substancji ($V_c>V_s$). Ponieważ ciepło topnienia L jest zawsze większe od zera (L>O), to z równania (2) wynika, że

$$\Delta T_t/\Delta p>O. \qquad (3)$$

Oznacza to, że zgodnie z rys. 1a w przypadku ciał, które podczas topnienia zwiększają swoją objętość, wzrost ciśnienia powoduje zwiększenie temperatury topnienia.

W przypadku niektórych substancji, takich jak: woda, gal i bizmut, objętość fazy ciekłej jest mniejsza niż stałej ($V_c<V_s$). Np. lód podczas topnienia zmniejsza swoją objętość o 9%. Dla tego typu substancji równanie (2) prowadzi do wniosku iż temperatura topnienia maleje ze wzrostem ciśnienia. Rzeczywiście można stwierdzić doświadczalnie, że pod ciśnieniem większym od atmosferycznego, lód topi się w temperaturze niższej niż 0^oC. Obniżenie to wynosi około 0.007 stopnia przy wzroście ciśnienia o jedną atmosferę (tj. o około 10^5 N/m^2). Przy ciśnieniu 2200 razy większym od atmosferycznego, temperatura topnienia spada do -22^oC. Wartości te są w dobrej zgodności z wartościami wynikającymi ze wzoru (2). Dalszy wzrost ciśnienia prowadzi jednak do wzrostu wartości temperatury topnienia lodu.

Duży wpływ na temperaturę krzepnięcia ma również obecność nawet niewielkiej ilości substancji rozpuszczonej w cieczy. Wyniki doświadczenia wskazują, że roztwory krzepną w niższych temperaturach niż czysty rozpuszczalnik, przy czym obniżenie temperatury krzepnięcia jest w przybliżeniu proporcjonalne do stężenia roztworu. Krzepnięcie przebiega w ten sposób, że początkowo krzepnie czysty rozpuszczalnik, wskutek czego stężenie pozostałego roztworu wzrasta, a temperatura ciągle obniża się aż do chwili, gdy roztwór staje się nasycony. Dalsze krzepnięcie zachodzi już w stałej temperaturze zwanej *eutektyczną*, przy czym z roztworu wydziela się jednocześnie rozpuszczalnik i substancja rozpuszczona.

8. Zasada bilansu cieplnego

Różne ciała stykając się ze sobą mogą wymieniać energię. Jednym z podstawowych i powszechnych sposobów wymiany energii między ciałami jest wymiana na sposób ciepła. Warunkiem koniecznym takiej wymiany jest istnienie różnicy temperatur i wówczas ciepło przepływa od ciał o wyższej temperaturze do ciał o niższej temperaturze. Niekiedy wymiana ciepła jest jedyną przyczyną zwiększania lub pomniejszania energii wewnętrznej ciała. Taka sytuacja ma miejsce w przypadku układu ciał umieszczonych w *kalorymetrze*, czyli w urządzeniu,

które uniemożliwia wymianę ciepła z otoczeniem realizując ideę izolacji ciał od otoczenia. W takich warunkach energia wewnętrzna całego układu jest stała, mimo że zachodzi wymiana ciepła pomiędzy tworzącymi go ciałami i energie wewnętrzne tych ciał ulegają zmianie. Układ taki dąży do stanu równowagi termodynamicznej, w którym to stanie temperatura wszystkich elementów jest jednakowa. Pierwsza zasada termodynamiki pozwala stwierdzić wówczas, że zmiana energii wewnętrznej całego układu jest zerowa. Możemy wtedy zastosować zasadę bilansu cieplnego.

Zasada bilansu cieplnego mówi, że w układzie izolowanym suma ilości ciepła pobranego (Q_p) przez jedne ciała układu równa jest sumie ilości ciepła oddanego (Q_0) przez inne ciała tego układu.

Możemy to zapisać wzorem:

$$Q_1 + Q_2 + ... = Q'_1 + Q'_2 + ... , \qquad (4)$$

czyli

$$Q_p = Q_0 , \qquad (5)$$

gdzie: poszczególne Q_i oznaczają ilości ciepła pobrane przez poszczególne ciała w układzie, a $Q_i^{'}$ oznaczają ciepła oddane przez inne ciała tego układu.

9. Zasada pomiaru ciepła topnienia.

W czasie pomiaru kawałek lodu o masie m i temperaturze 0^oC wrzucamy do wody znajdującej się w kalorymetrze. Lód topiąc się pobiera ciepło Q_1:

$$Q_1 = mL , \qquad (6)$$

gdzie L jest to ciepło topnienia lodu. Woda powstała z lodu ogrzewa się pobierając ciepło Q_2 i jej temperatura wzrasta od $T_0=0^oC$ do temperatury końcowej T_k. Ciepło Q_2 jest równe

$$Q_2 = c_w m(T_k - T_0) , \qquad (7)$$

gdzie: m - masa wody powstałej z lodu równa masie lodu, c_w - ciepło właściwe wody. Całkowita ilość ciepła Q_p pobranego przez lód i powstałą z niego wodę jest równa:

$$Q_p = Q_1 + Q_2 = mL + c_w m(T_k - T_0) . \qquad (8)$$

Metodą określenia ciepła Q_p jest zastosowanie zasady bilansu cieplnego. Zasadę tę można stosować do układów izolowanych, w naszym ćwiczeniu ideę izolacji układu od otoczenia realizuje kalorymetr. Zgodnie z zasadą bilansu cieplnego ciepło pobrane przez lód i powstałą z niego wodę jest równe ciepłu oddanemu (Q_o) przez ciała, które pozostają z nim w kontakcie cieplnym:

$$Q_p = Q_0 . \qquad (9)$$

Ciepło Q_o oddaje kalorymetr i uprzednio nalana do niego woda o masie m_w. Ciepło to można obliczyć o ile dokonamy pomiarów wartości temperatur oraz mas kalorymetru i wody:

$$Q_0 = c_k m_k (T_p - T_k) + c_w m_w (T_p - T_k) \,, \qquad (10)$$

gdzie: c_k - ciepło właściwe kalorymetru, m_k - masa naczynia kalorymetrycznego wraz z mieszadłem, T_p - temperatura początkowa wody w kalorymetrze i naczynia kalorymetrycznego, T_k - ich temperatura końcowa, m_w - masa wody w kalorymetrze (przed wrzuceniem i stopieniem się lodu). Wstawiając wzory (8) i (10) do (9) otrzymujemy następujący związek pomiędzy wielkościami mierzonymi, a wyznaczanym ciepłem topnienia lodu:

$$L = \frac{(m_w c_w + m_k c_k)(T_p - T_k)}{m} - c_w (T_k - T_0) \,. \qquad \textbf{(11)}$$

Przy układaniu bilansu cieplnego zakładaliśmy, że kalorymetr jest idealnie izolowany od otoczenia. W rzeczywistości podczas całego procesu topnienia lodu następuje stały dopływ ciepła do układu. Ten dopływ ciepła można uwzględnić w bilansie odejmując od wyznaczonej doświadczalnie temperatury końcowej odpowiednią poprawkę ε i dopiero tę temperaturę utożsamiając z T_k. Metody wyznaczania wartości poprawki ε można znaleźć w broszurze "Opracowanie i prezentacja wyników pomiarów" w przykładzie 3.

II. CEL ĆWICZENIA

Celem ćwiczenia jest wyznaczenie ciepła topnienia lodu.

III. WYKONANIE ĆWICZENIA

1. Zważyć osuszone naczynie kalorymetryczne (bez osłony) i mieszadełko (masa m_k) notując maksymalną niepewność pomiaru masy : $\Delta_d\, m_k = 0{,}1$ g.

2. Nalać do naczynia kalorymetrycznego wodę destylowaną do połowy jego wysokości. Wyznaczyć masę całości m_1, notując maksymalną niepewność jej pomiaru : $\Delta_d\, m_1 = 0{,}1$ g.

Masa wody : $\mathbf{m_w = m_1 - m_k}$,

3. Odczytać i zanotować temperaturę początkową wody T_p, notując maksymalną niepewność pomiaru temperatury: $\Delta_d\, T_p = 0{,}2^o C$.

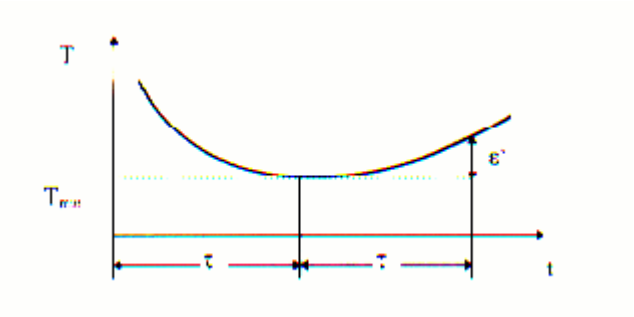
4. Z zamrażalnika lodówki wyjąć kawałek lodu i umieścić go w niewielkiej zlewce zawierającej około 50ml wody destylowanej. Po upływie 1 minuty można uznać, że temperatura lodu osiągnęła 0^oC.

5. Lód wyjąć, osuszyć bibułką i wrzucić do kalorymetru. Zanotować czas rozpoczęcia pomiaru.

6. Włączyć mieszadło magnetyczne i ustawić 50 obr . W odstępach jednominutowych notować wskazania termometru.

7. Nie przerywając pomiaru temperatury zapisać czas topnienia lodu t, tzn. czas po którym temperatura kalorymetru osiągnęła wartość minimalną (T_{min}),notując maksymalną niepewność pomiaru temperatury: $\Delta_d T_{min} = 0{,}2^o C$.

8. Po osiągnięciu minimum temperatura naczynia kalorymetrycznego wzrasta na skutek niedoskonałej izolacji cieplnej. Należy zmierzyć i zanotować przyrost temperatury ε' po upływie następnego odcinka czasu (τ) (patrz rysunek poniżej).



9. Wyłączyć mieszadło magnetyczne.

Jako temperaturę końcową należy przyjąć $T_k=T_{min}-\varepsilon'$.

10. Zważyć naczynie kalorymetryczne z wodą (m_2) notując maksymalną niepewność pomiaru masy (m_2): $\Delta_d m_2 = 0{,}1$ g. Masa stopionego lodu: $m = m_2 - m_1$.

11. Jeżeli wyznaczona w doświadczeniu różnica temperatur T_p-T_{min} jest mniejsza od 3^oC należy powtórzyć czynności opisane w punktach od 2 do 10 używając odpowiednio większego kawałka lodu.

IV. OPRACOWANIE WYNIKÓW

A. Obliczyć ciepło topnienia lodu L korzystając ze wzoru (11). Zgodnie z definicją wynik powinien być wyrażony w [J/kg]. Jako temperaturę końcową należy przyjąć $T_k=T_{min}-\varepsilon'$ oraz następujące wartości ciepła właściwego: woda c_w=4187 J/kg·K, , kalorymetr aluminiowy c_k=892 J/kg·K.

B. Analiza niepewności pomiarowych.

B1. Niepewności wielkości mierzonych bezpośrednio.

Niepewności wielkości mierzonych bezpośrednio obliczyć na podstawie wzoru (4) w materiałach „Wprowadzenie do metod opracowania wyników pomiarowych”:

1. Ponieważ niepewności maksymalne pomiaru mas oraz temperatur są jednakowe czyli:

$$\Delta_d m_k = \Delta_d m_2 = \Delta_d m_1 \overset{ozn}{=} \Delta_d m = 0{,}1 \text{ g}, \qquad \Delta_d T_p = \Delta_d T_k \overset{ozn}{=} \Delta_d T = 0{,}2^o C.$$

więc niepewności standartowe pomiaru mas oraz temperatur obliczone na podstawie wzoru (4) w materiałach „Wprowadzenie do metod opracowania wyników pomiarowych” są równe :

$$u(m_2) = u(m_k) = u(m_1) = \frac{\Delta_d m}{\sqrt{3}} = \frac{0.1}{\sqrt{3}} = 0.058g$$

$$u(T_p) = u(T_k) = \frac{\Delta_d T}{\sqrt{3}} = \frac{0{,}2}{\sqrt{3}} = 0.12^0 C$$

B2. Niepewności wielkości mierzonych pośrednio.

Niepewności wielkości mierzonych pośrednio obliczyć na podstawie wzoru (9) w materiałach „Wprowadzenie do metod opracowania wyników pomiarowych”:

1. Obliczyć niepewność standardową złożoną pomiaru pośredniego u(L), wyznaczonego ciepła topnienia lodu L , korzystając z przekształconego wzoru (12):

$$L = \frac{[(m_1 - m_k)c_w + m_k c_k](T_p - T_k)}{m_2 - m_1} - c_w(T_k - T_0) \qquad (12)$$

$$u(L) = \sqrt{\left(\frac{\partial L}{\partial m_1}\right)^2 \cdot (u(m_1))^2 + \left(\frac{\partial L}{\partial m_k}\right)^2 \cdot (u(m_k))^2 + \left(\frac{\partial L}{\partial m_2}\right)^2 \cdot (u(m_2))^2 + \left(\frac{\partial L}{\partial T_p}\right)^2 \cdot (u(T_p))^2 + \left(\frac{\partial L}{\partial T_k}\right)^2 \cdot (u(T_k))^2}$$

2. Zaokrąglić uzyskaną wartość u(L) oraz wynik obliczeń L, według zasad przedstawionych w materiałach „Wprowadzenie do metod opracowania wyników pomiarowych”.

3. Obliczyć niepewność rozszerzoną: U(L) = k u(L) k =2

4. Zapisać wynik : L $\pm$ U(L).

5. Uzyskane wyniki porównać z wartościami tablicowymi. Zasady porównywania wyników z wartościami tablicowymi podano w broszurze "Opracowanie i prezentacja wyników pomiarów".

V. LITERATURA UZUPEŁNIAJĄCA

Bolton W., Zarys fizyki, Tom 2, PWN, Warszawa 1988, s. 360-381

Buszmanow B.N., Chronow J.A., Wstęp do fizyki ciała stałego, Warszawa 1973, s.44

Dryński T. Doświadczenia pokazowe z fizyki, PWN, Warszawa, 1964

Encyklopedia fizyki, Tom 3, PWN, Warszawa 1974, s.22; 453; 569

Halliday D., Resnick R., Fizyka Tom 1, PWN, Warszawa 1994, s.523

Herman M., Kalestyński A., Widomski L., Podstawy fizyki dla kandydatów na wyższe uczelnie, PWN, Warszawa 1984, s.468

Jaworski B.M., Piński A.A., Elementy fizyki, PWN, Warszawa 1979, s.321-346, 362-368

Jeżewski M., Fizyka, PWN, Warszawa 1957, s.203-205

Jenike M., Fizyka. Podręcznik dla liceów ogólnokształcących, WSZiP, Warszawa 1993, s.252-270

Kamiński Z. Fizyka dla kandydatów na wyższe uczelnie techniczne, WNT, Warszawa 1984, s.262-263, 323-33O

Szczeniowski Sz. Fizyka doświadczalna, Tom II, PWN, Warszawa 1976, s.347-351

Wróblewski A.K., Zakrzewski J.A., Fizyka, Tom 2, PWN, Warszawa 1984, s.543-545; 552

VI. **INDEKSY**

ciepło
- przemiany fazowej (2)
- topnienia (7)

faza (2)
granica faz (2)
kalorymetr (9)
krzywe ogrzewania (6)
przemiany fazowe
- I i II-ego rodzaju (3)

punkt potrójny (5)
równowaga fazowa (3)
temperatura topnienia (7)
topnienie ciał (7)
układ
- jednofazowy (2)
- wielofazowy (2)

zmiany stanu skupienia (3)