

Úloha č. 6

## Tepelné vlastnosti látek

Úkoly měření:

1. Změřte tepelnou kapacitu kalorimetru.
2. Změřte měrnou tepelnou kapacitu zvoleného tělesa.
3. Změřte měrné skupenské teplo tání ledu.

Použité přístroje a pomůcky:

1. Kalorimetr, rychlovarná konvice, váhy, digitální a analogový teploměr.
2. Led, voda a zvolená tělesa.

Základní pojmy, teoretický úvod:

Asi do roku 1850 byly termodynamika a mechanika považovány za dvě odlišné disciplíny přírodních věd. Zdálo se, že zákon zachování energie popisuje jen určité druhy mechanických systémů. Nicméně v polovině 19. století poukázaly experimenty, které provedl nejen James Prescott Joule (1818-1889), na prokazatelnou souvislost mezi tepelným přenosem energie v termodynamických procesech a přenosem energie pomocí vykonané nebo spotřebované práce v mechanických procesech. Dnes již víme, že vnitřní energie systému, o které budeme mluvit v této kapitole, může být přeměněna na mechanickou práci. Fyzikální pojem energie byl tedy zobecněn a zákon zachování energie se stal univerzálním zákonem přírody a vesmíru vůbec.

### Teplo a vnitřní energie

Na začátku je důležité definovat si rozdíl mezi vnitřní energií a teplem.

**Vnitřní energie** je celková energie systému, která zcela souvisí s jeho mikroskopickými složkami - atomy a molekulami. Vnitřní energie zahrnuje především kinetickou a potenciální energii všech částic (lze samozřejmě zahrnout i všechny ostatní postižitelné energie, např. chemickou, elektromagnetickou, atd.). Kinetická energie se skládá z náhodných translačních, rotačních a vibračních pohybů všech částic a potenciální energií se rozumí p. energie uvnitř molekul a mezi molekulami. Důležité je také poznamenat, že do vnitřní energie se nezahrnuje kinetická a potenciální energie, kterou má těleso jako celek. Z definice je tedy zřejmé, že energie izolovaného systému (nevyměňuje si s okolím ani energii ani částice) je konstantní. Je velmi užitečné hledat závislosti mezi změnou vnitřní energie a změnou teploty systému.

**Teplo** je definováno jako energie předaná mezi systémem a jeho okolím, přičemž přenos energie probíhá díky jejich teplotnímu rozdílu. Jestliže budete zahřívát látku, předáváte této látce energii díky kontaktu s teplejším okolím. Jednotkou tepla je 1 joule, který kvantifikuje energetické změny v tepelných procesech. Nicméně se stále setkáváme s označením jednotky tepla 1 cal (kalorie, například na potravinářských výrobcích). Tato jednotka představuje

Tento projekt je spolufinancován Evropským sociálním fondem  
a státním rozpočtem České republiky



Univerzita Tomáše Bati ve Zlíně

množství energie (tepla) potřebné k tomu, aby vzrostla teplota 1 g vody z 14,5°C na 15,5°C. Převod této jednotky na jouly, který označujeme jako mechanický ekvivalent tepla, je potom

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J.}$$

## Tepelná kapacita

Když předáme energii systému a nedojde ke změně potenciální ani kinetické energie systému, vzroste obvykle teplota tohoto systému (výjimku v tomto tvrzení tvoří systémy, procházející tzv. fázovou změnou, což budeme diskutovat později). Pokud bychom studovali, kolik energie potřebuje látka, aby se její teplota zvýšila o jeden stupeň celsia, zjistili bychom, že je toto množství energie pro každou látku jiné. Například množství energie nutné pro zvýšení teploty 1kg vody o 1°C je, jak už bylo uvedeno výše, 4186 J, ale množství energie potřebné na zvýšení teploty 1kg mědi o 1°C je jen 387 J. Pro definování této materiálové vlastnosti se používá veličina tepelná kapacita  $K$ , která představuje množství tepla  $Q$  předaného látce při ohřátí o 1°C:

$$Q = K \cdot \Delta T \quad (1)$$

**Tepelná kapacita** vztažená na jednotku hmotnosti se nazývá **měrná tepelná kapacita**  $c$ , její hodnoty pro různé látky jsou uváděny ve fyzikálních tabulkách a vyjádříme ji vztahem:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (2)$$

kde  $Q$  je teplo,  $m$  je hmotnost a  $\Delta T$  je rozdíl teplot. Řekneme tedy: čím větší je měrná tepelná kapacita materiálu, tím více energie je mu nutno dodat na zvýšení teploty.

## Kalorimetrie a kalorimetrická rovnice

Experimentální metoda, která umožňuje určovat měrnou tepelnou kapacitu látek, se nazývá kalorimetrie (přístroj – kalorimetr). Nejprimitivnější kalorimetr se skládá z teploměru a nádoby, která by měla být dobře tepelně izolovaná od okolí. Potom můžeme v kalorimetru jako termodynamicky izolovaném systému využívat pro výpočty měrné tepelné kapacity látek zákon zachování energie (konzervativní systém). Izolovaná nádoba obsahuje vodu (měrná tepelná kapacita:  $c_v = 4186 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ) o známé hmotnosti  $m_v$  a teplotě  $T_v$ . Do této nádoby (s vodou) vložíme vzorek měřené látky  $x$ , o kterém známe hmotnost  $m_x$  a teplotu  $T_x$ . Zákon zachování energie nám potom dovoluje napsat rovnici pro přenos tepla mezi vodou a měřenou látkou:

$$Q_v = - Q_x, \quad (3)$$

kde teplo přijaté chladnější vodou  $Q_v$  je rovno úbytku tepla  $Q_x$  v teplejší měřené látce. Tuto rovnici můžeme použít, jestliže jediným přenosem energie je teplo mezi vodou a měřenou látkou. Pro přesnější měření je samozřejmě nutné ještě započítat teplo, které přijímá, resp. ztrácí nádoba kalorimetru  $Q_k$ . Rovnice pro přenos tepla má pak tvar:

$$Q_v + Q_k = - Q_x, \quad (4)$$

kde teplo přijaté chladnější vodou  $Q_v$  a kalorimetrem  $Q_k$  je rovno úbytku tepla  $Q_x$  v teplejší měřené látce.

Musíme proto znát i tepelnou kapacitu kalorimetru  $K_k$ . Pak dostaneme kalorimetrickou rovnici, ze které lze spočítat měrnou tepelnou kapacitu měřené látky  $c_x$ :

$$m_v \cdot c_v (T_k - T_v) + K_k (T_k - T_v) = m_x \cdot c_x (T_x - T_k), \quad (5)$$

kde  $T_k$  je výsledná teplota, při které jsou voda i měřená látka v tepelné rovnováze.

## Latentní teplo

Předáváme-li látce energii, obvykle roste její teplota. Nicméně látky mají také svá skupenství (pevné, kapalné, plynné), ve kterých se nachází za určitých termodynamických podmínek. Zahříváme-li například vodu za atmosférického tlaku ( $p = 1,01325 \cdot 10^5$  Pa), obvykle se nám nepodaří překročit teplotu  $100^\circ\text{C}$  (neplatí např. při skrytém varu). Jinak řečeno prochází látka během varu fázovou změnou (změna skupenství) a kapalina se mění v plynnou fázi. Přenos energie (teplo), který nemá za následek nárůst teploty a při němž dochází k fázové změně, se nazývá latentní (skryté) teplo nebo skupenské teplo. Latentní teplo  $Q_L$  bude tím větší čím větší je hmotnost tělesa:

$$Q_L = \pm mL, \quad (6)$$

kde  $L$  je měrné skupenské teplo a znaménko  $\pm$  představuje fakt, že pokud budeme látku naopak ochlazovat, bude se například při kondenzaci páry energie uvolňovat.

## Postupy měření a pokyny k úloze:

1. Do kalorimetru nalijte definované množství studené vody. Počkejte, až se teplota vody a kalorimetru vyrovná, a změřte teplotu vody.
2. Přidejte do kalorimetru malé známé množství vroucí vody, promíchejte a zjistěte výslednou teplotu.
3. Vypočítejte tepelnou kapacitu kalorimetru.
4. Do kalorimetru nalijte definované množství studené vody. Počkejte, až se teplota vody a kalorimetru vyrovná, a změřte teplotu vody.
5. Ohřejte ve vroucí vodě těleso na teplotu varu vody a vhoďte ho do kalorimetru. Sledujte, jak teplota vody v kalorimetru vzroste a zaznamenejte si teplotu, na které se ustálí.
6. Zjistěte hmotnost tělesa a vypočítejte jeho měrnou tepelnou kapacitu.
7. Do kalorimetru nalijte definované množství vlažné vody. Počkejte, až se teplota vody a kalorimetru vyrovná, a změřte teplotu vody.
8. Vhoďte do kalorimetru kus ledu, který jste vylovili z tající směsi ledu s vodou (máte pak zaručeno, že led měl  $0^\circ\text{C}$ ). Změřte teplotu vody po té, co led roztaje.
9. Vážením zjistěte celkové množství vody v kalorimetru (tím budete schopni spočítat, kolik ledu jste přidali).
10. Vypočítejte měrné skupenské teplo tání ledu.