

## Úloha V.E ... sladíme

8 bodů; průměr 4,65; řešilo 23 studentů

Změřte závislost teploty tuhnutí vodného roztoku sacharózy na koncentraci za atmosférického tlaku.

*Pikoš v zimě sladil chodník.*

## Teorie

Pro vyjádření koncentrace roztoku budeme používat zlomek  $w_c$ , který je roven poměru hmotnosti  $m_c$  rozpuštěného cukru ku hmotnosti celého roztoku  $m_{\odot} = m_c + m_v$ , kde  $m_v$  je hmotnost vody, tedy

$$w_c = \frac{m_c}{m_{\odot}} = \frac{m_c}{m_c + m_v}. \quad (1)$$

Koncentraci můžeme vyjádřit také pomocí molárního zlomku  $x_c$ , tedy poměru látkového množství cukru  $n_c$  ku látkovému množství celého roztoku  $n_{\odot} = n_c + n_v$ , kde  $n_v$  je látkové množství vody v roztoku. Látkové množství je rovno poměru hmotnosti a molární hmotnosti, platí tedy

$$x_c = \frac{n_c}{n_{\odot}} = \frac{n_c}{n_c + n_v} = \frac{\frac{m_c}{M_c}}{\frac{m_c}{M_c} + \frac{m_v}{M_v}}, \quad (2)$$

kde  $M_c \doteq 342,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  je molární hmotnost cukru (sacharózy) a  $M_v \doteq 18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  je molární hmotnost vody.

Ochlazujeme-li čistou vodu z teploty, při které je kapalná (např.  $80^\circ\text{C}$ ), na teplotu, při které je tuhá (např.  $-20^\circ\text{C}$ ), při určité teplotě dojde k fázové přeměně, tedy k tuhnutí vody na led. Teplota při této fázové přeměně je konstantní, přičemž ale k dokončení fázové přeměny (tedy ztuhnutí vody) je třeba ze vzorku stále odebírat teplo (tzv. latentní teplo, v tomto případě skupenské teplo tuhnutí).

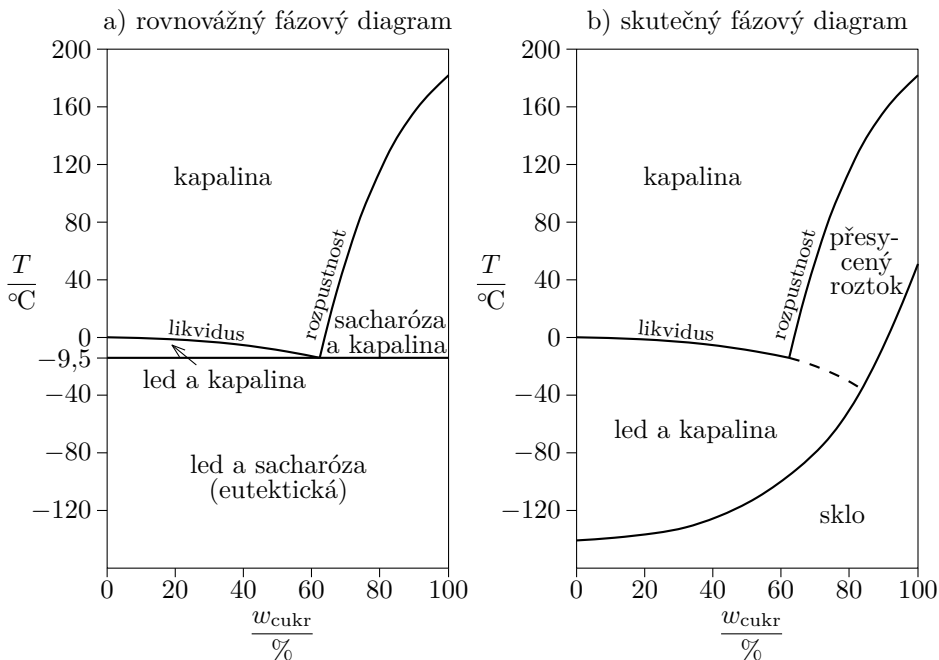
Vložíme-li vodu do prostředí, ve kterém udržujeme teplotu pod teplotou tuhnutí vody, teplota vody se bude snižovat až k teplotě tuhnutí, na ní se na nějakou dobu zastaví a teprve poté se bude ochlazovat dále (viz obrázek 3a a také naměřená závislost na obrázku 4). Z naměřené závislosti teploty na čase je pak možné určit teplotu tuhnutí (resp. tání) vody.

Chování směsi dvou látek při různých teplotách a koncentracích vyjadřuje tzv. binární fázový diagram. Máme-li směs dvou látek dané koncentrace, dokážeme z něj vyčíst, jak se bude s měnící se teplotou chovat. V mnoha případech nás zajímá rovnovážný fázový diagram, tedy fázový diagram (pro sacharózu viz obrázek 1a), který zobrazuje rovnovážné stavy.

V případě sacharózy však rovnovážné stavy nejsou snadno dosažitelné, vzhledem k složitosti molekuly sacharózy a také kvůli vysoké viskozitě roztoků je jen malá pravděpodobnost, že dojde k nukleaci a růstu krystalu a vzniku rovnovážného stavu<sup>1</sup>. Skutečný fázový diagram je na obrázku 1b.

Popišme nyní chování roztoku sacharózy o hmotnostním zlomku  $w_0$  (nižší než je mez rozpustnosti) o pokojové teplotě, který začneme ochlazovat (dále budeme popisovat obrázek 2). Ve fázovém diagramu sestrojíme čáru  $w_c = w_0$ . Vidíme, že tato čára protíná křivku likvidu při teplotě  $T_l$ . Toto je teplota, při které v roztoku začínají růst krystaly vody (tj. začíná se vylučovat led). Jelikož se vylučuje z roztoku led, snižuje se koncentrace vody v roztoku, a tedy koncentrace sacharózy roste. Závislost koncentrace sacharózy na teplotě pak udává křivka likvidu – při teplotě  $T_1 < T_l$  je hmotnostní zlomek sacharózy  $w_1 > w_0$ .

<sup>1</sup><http://www.doitpoms.ac.uk/tlplib/biocrystal/water-sucrose.php>



Obr. 1: Rovnovážený a skutečný binární fázový diagram voda–sacharóza.

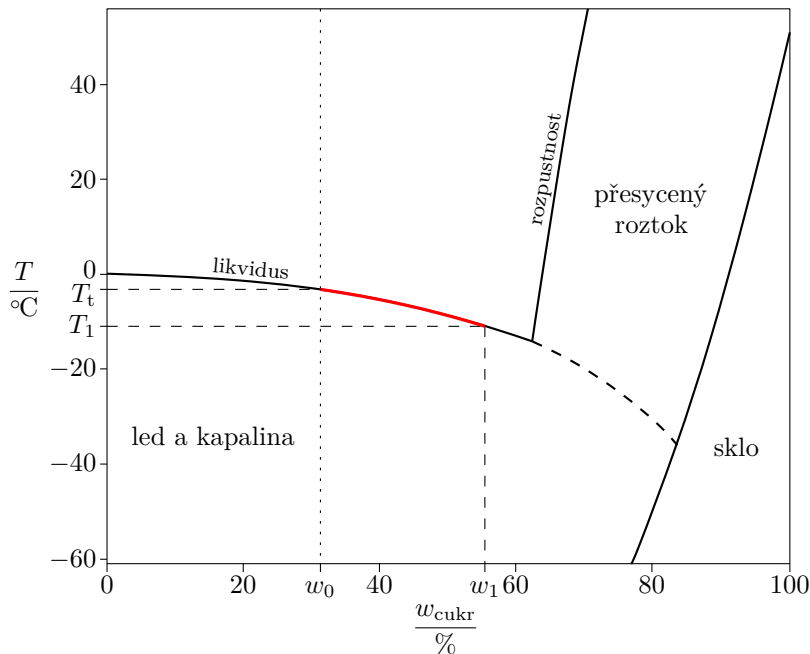
Zdroj: <http://www.doitpoms.ac.uk>

Pokud nyní náš experiment s ochlazováním vody v prostředí s nízkou teplotou opakujeme s roztokem o hmotnostním zlomku  $w_0$ , při teplotě  $T_t$  dojde k výrazné změně rychlosti ochlazování (viz obrázek 3 a naměřená závislost na obrázku 6). Z naměřené závislosti teploty na čase pak můžeme pro danou koncentraci určit teplotu, při které začíná v roztoku krystalizovat voda.

Pro to, aby začala voda krystalizovat na led, je třeba, aby byla přítomna tzv. nukleační centra, tedy jakési zárodky krystalů. Ta mohou vzniknout náhodným setkáním více částic dané látky (tj. v našem případě vody), což je ovšem brzděno snahou systému o vyrovnání koncentrace v celém objemu. V případě, že látku ochlazujeme příliš rychle, může dojít k podchlazení, tj. k ochlazení látky na teplotu nižší než je teplota tuhnutí, přesto však látka může zůstat kapalná. Například vodu je možné za normálního tlaku podchladit<sup>2</sup> až na  $-42\text{ }^\circ\text{C}$ . Pokud bychom vodu nebo roztok ochlazovali velmi rychle na nízkou teplotu (pro vodu<sup>3</sup> je tato rychlost řádově  $10^6\text{ }^\circ\text{C}\cdot\text{s}^{-1}$  a teplota asi  $-135\text{ }^\circ\text{C}$ ) nedošlo by vůbec ke krystalizaci, látka by ztuhla jako amorfní, vytvořilo by se tedy sklo.

V případě, kdy dojde k podchlazení, je pak možné, že se teplota látky na krátkou dobu opět zvýší (viz třetí sloupec na obrázku 3 a naměřená závislost na obrázku 7). V tom případě může být obtížné zjistit teplotu, při které by při velmi pomalém ochlazování ke krystalizaci začalo docházet. V případě, že odebíráme teplo stálým výkonem, je možné např. ke křivkám

<sup>2</sup>[https://cs.wikipedia.org/wiki/Podchlazení\\_\(termodynamika\)](https://cs.wikipedia.org/wiki/Podchlazení_(termodynamika))<sup>3</sup><http://www.benbest.com/cryonics/lessons.html#glass>



Obr. 2: Část fázového diagramu s vyznačenou změnou koncentrace kapaliny při změně teploty.

ochlazování vytvořit tečny (viz obrázek 3) a hledat jejich průsečík.

### Model

Pokusme se nyní najít závislost teploty tuhnutí na koncentraci roztoku.<sup>4</sup> V rovnovážném stavu mezi ledem a tekutým roztokem pro chemické potenciály vztažené na 1 mol (v tomto případě měrnou Gibbsovu energii)  $\mu_l$ , resp.  $\mu_\ominus$  platí

$$\mu_l = \mu_\ominus. \quad (3)$$

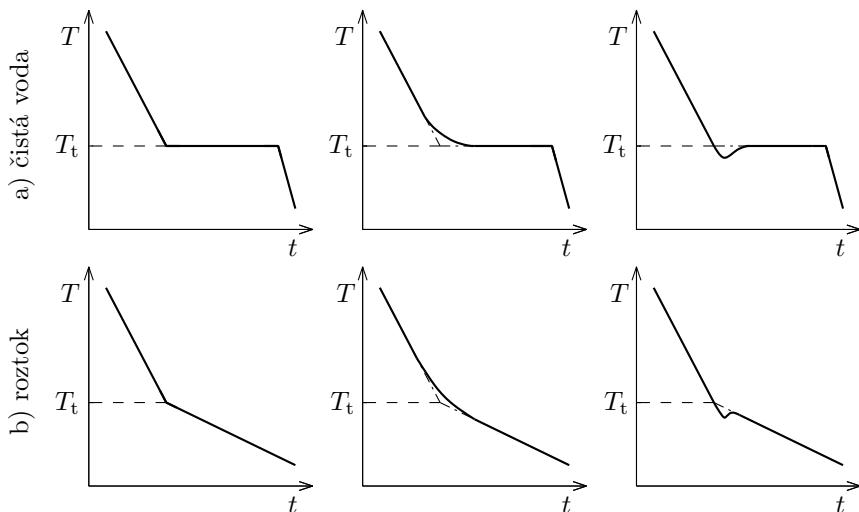
Pro chemický potenciál ideálního vodného roztoku při teplotě  $T$  platí

$$\mu_\ominus = \mu_v + RT \ln(a_v), \quad (4)$$

kde  $\mu_v$  je chemický potenciál čistého rozpouštědla (vody),  $a_v$  je aktivita roztoku a  $R$  je molární plynová konstanta. Pro aktivitu platí  $a_v = x_v \gamma_v$ , kde  $x_v$  je molární zlomek vody a  $\gamma_v$  je aktivní koeficient. Speciálně pro ideální roztok platí  $\gamma_v = 1$ . Dosazením (4) do (3) dostaneme podmínku pro rovnovážné stavy

$$\ln(x_v) = \frac{\mu_l - \mu_v}{RT}.$$

<sup>4</sup>Více na <https://tinyurl.com/freezingpoint-depression> a v Mortimer R. *Physical Chemistry*.



Obr. 3: Možné křivky ochlazování pro čistou látku a pro roztok v případě konstantního výkonu ochlazování. Vyznačeny jsou optimální způsoby odečtu teploty fázového přechodu.

Obě strany rovnice zderivujeme podle teploty (za konstantního tlaku  $p$ ), čímž dostaneme

$$\frac{d \ln(x_v)}{dT} = -\frac{\mu_l - \mu_v}{RT^2} + \frac{1}{RT} \left( \frac{\partial \mu_l}{\partial T} \right)_p - \frac{1}{RT} \left( \frac{\partial \mu_v}{\partial T} \right)_p, \quad (5)$$

kde index  $p$  za derivací značí, že se jedná o derivaci za konstantního tlaku  $p$ . Chemický potenciál  $\mu$  můžeme vyjádřit pomocí molární entalpie  $H$  a molární entropie  $S$  jako  $\mu = H - TS$ , přičemž  $S = (\partial \mu / \partial T)_p$ . Využitím těchto vztahů můžeme rovnici (5) upravit na

$$\frac{d \ln(x_v)}{dT} = -\frac{H_l - H_v}{RT^2} = \frac{\Delta H}{RT^2}, \quad (6)$$

kde  $\Delta H$  je rozdíl molární entalpie tuhé a kapalné fáze vody při rovnovážné teplotě (teplotě tuhnutí), tedy měrné molární skupenské teplo tuhnutí rozpouštědla (vody), které má jednotku  $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Rovnici (6) zintegrujeme podle teploty od teploty tuhnutí  $T_0$  čistého rozpouštědla do (hledané) teploty tuhnutí roztoku  $T_t$ , tedy

$$\int_{T_0}^{T_t} \frac{d \ln(x_v)}{dT} dT = \int_{T_0}^{T_t} \frac{\Delta H}{RT^2} dT. \quad (7)$$

Integrál na levé straně je roven

$$\int_{T_0}^{T_t} \frac{d \ln(x_v)}{dT} dT = [\ln(x_v)]_{T=T_0}^{T=T_t} = \ln(x_v)|_{T=T_t},$$

kde jsme využili skutečnosti, že má-li být teplota tuhnutí rovna  $T_0$ , musí být molární zlomek vody roven 1 (tj. čistá voda), tudíž  $\ln(x_v)|_{T=T_0} = \ln(1) = 0$ . Pro přehlednost budeme dále

$x_v$  označovat molární zlomek roztoku s teplotou tuhnutí  $T_t$ , tedy budeme psát  $\ln(x_v)|_{T=T_t} = \ln(x_v)$ . Předpokládáme-li, že  $\Delta H$  nezávisí na teplotě, integrál na pravé straně dokážeme snadno vypočítat, čímž dostaneme

$$\ln(x_v) = \frac{\Delta H}{R} \left( \frac{1}{T_0} - \frac{1}{T_t} \right),$$

odkud již můžeme vyjádřit závislost teploty tuhnutí na molárním zlomku vody jako

$$T_t = \frac{\Delta H T_0}{\Delta H - R T_0 \ln(x_v)}. \quad (8)$$

Všimněme si, že tato teplota nezávisí na vlastnostech rozpuštěné látky, pouze na teplotě  $T_0$  tuhnutí čistého rozpouštědla, jeho měrném skupenském teple tuhnutí  $\Delta H$  a na molárním zlomku.

Pokud bychom předpokládali, že molární zlomek vody je blízký 1 (tj. koncentrace cukru je malá) a teplota tuhnutí roztoku se od teploty tuhnutí čistého rozpouštědla liší jen málo, pak bychom úpravou (8) dostali tzv. Blagdenův zákon, tj. že změna teploty tuhnutí roztoku oproti teplotě tuhnutí čistého rozpouštědla je přímo úměrná molárnímu zlomku rozpuštěné látky<sup>5</sup>.

Koncentraci při měření budeme vyjadřovat hmotnostním zlomkem cukru  $w_c$ , proto v rovnici (8) potřebujeme nahradit molární zlomek vody  $w_v$ . Využijeme toho, že molární zlomek vody je roven  $x_v = 1 - x_c$ , kde  $x_c$  je molární zlomek cukru. Z rovnic (1) a (2) pak vyjádříme

$$x_v = \frac{M_c}{M_c + M_v \frac{w_c}{1-w_c}}, \quad (9)$$

a tedy po dosazení (9) do (8) již známe teoretickou závislost teploty tuhnutí na hmotnostním zlomku cukru. Všimněme si, že tato závislost závisí i na molární hmotnosti cukru. Pokud bychom místo cukru používali kuchyňskou sůl, která má molární hmotnost nižší – asi  $58,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  při stejném hmotnostním zlomku (tedy stejné hmotnosti látky v daném množství vody) by teplota tuhnutí byla nižší. Například pro hmotnostní zlomek 0,2 vychází pro cukr teplota tuhnutí asi  $-1,3^\circ\text{C}$ , zatímco pro sůl asi  $-7,5^\circ\text{C}$ , z čehož je zřejmé, že chodník je lepší v zimě solit nežli sladit.

### Měření

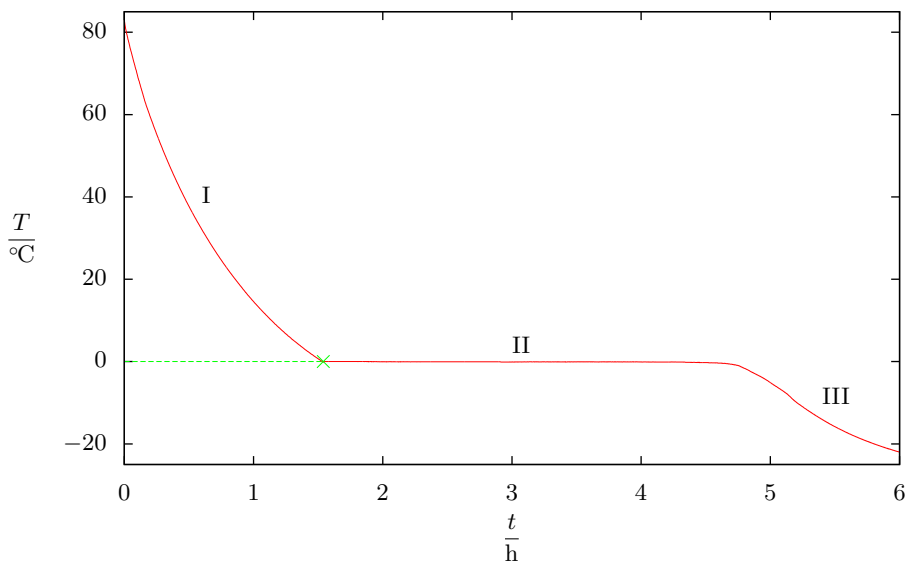
Z výše uvedeného vidíme, že v případě roztoku neexistuje jedna pevná teplota, při které roztok tuhne, ale jedná se o teplotní interval. Budeme tedy měřit teplotu, při které roztok začíná tuhnout (začíná krystalizovat voda), tedy teplotu, při které pozorujeme výraznou změnu v rychlost ochlazování. Naměřená závislost tedy bude křivkou likvidu ve fázovém diagramu (obrázek 1).

Při měření byl nejprve v nereзовé nádobě válcového tvaru připraven roztok přidáním kostkového cukru o hmotnosti  $m_c$  do vody o hmotnosti  $m_v$  a jeho rozpuštěním. Poté byl roztok vložen do mrazáku, ve kterém se teplota pohybovala mezi  $-25^\circ\text{C}$  a  $-30^\circ\text{C}$ .

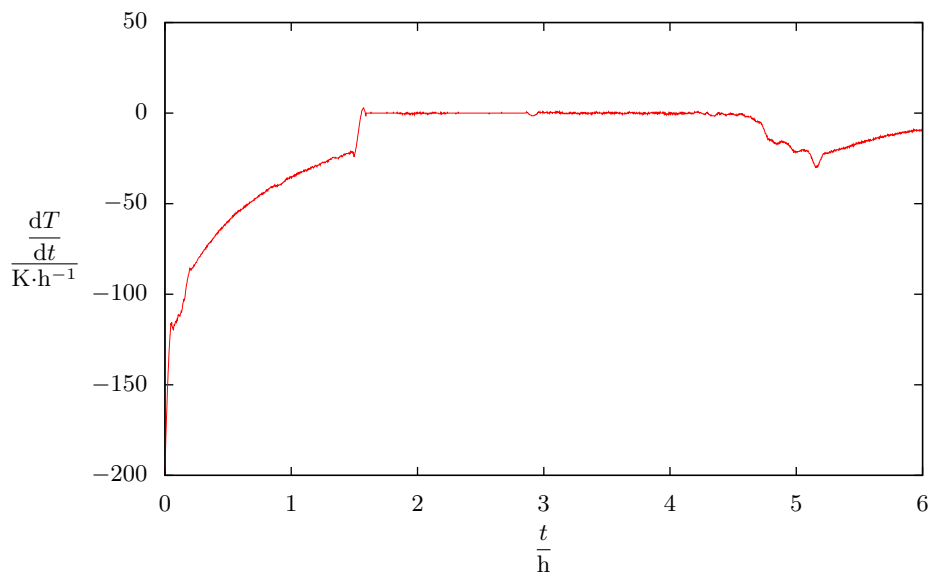
Teplota roztoku během ochlazování byla v sekundových intervalech měřena pomocí teploměru Dallas DS18B20 v pouzdře TO92, které bylo celé ponořeno do roztoku tak, aby se nedotýkalo stěn nádoby.

Nejprve byla změřena křivka chladnutí pro čistou vodu, viz obrázek 4. Vidíme, že teplota tuhnutí je dle očekávání  $0^\circ\text{C}$ .

<sup>5</sup>[https://en.wikipedia.org/wiki/Freezing\\_point\\_depression#Calculation](https://en.wikipedia.org/wiki/Freezing_point_depression#Calculation)



Obr. 4: Naměřená křivka chladnutí vody. I – ochlazování vody, II – tuhnutí při teplotě tuhnutí, III – ochlazování ledu.



Obr. 5: Přibližně vypočítaná derivace křivky chladnutí vody na obrázku 4.

Měrná tepelná kapacita, tedy teplo nutné k ohřátí jednotkové hmotnosti dané látky o 1 K, je pro vodu  $c_v = 4180 \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$  a pro led  $c_l = 2090 \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ . Měrná tepelná kapacita ledu je poloviční, v případě, že bychom teplo odebírali látce stále stejným výkonem, měla by směrnice naměřené křivky před tuhnutím být dvojnásobná než po tuhnutí. Směrnici křivky získáme numerickým zderivováním naměřené křivky, viz obrázek 5. Vidíme, že rychlost ochlazování po zmrznutí dvojnásobná není, což může být způsobeno například tím, že fázová přeměna nebyla dokončena v celém objemu v jeden okamžik. Rychlost ochlazování je navíc závislá na okolní teplotě, která se v případě mrazáku měnila (na některých naměřených křivkách bylo zejména při nižších teplotách patrné, že při zapnutí kompresoru se teplota snižovala, po vypnutí se opět začala mírně zvyšovat).

Z derivace na obrázku 5 můžeme ze znalosti měrné tepelné kapacity vody též odhadnout i měrné skupenské teplo tuhnutí vody, předpokládáme-li, že tepelný tok ze vzorku závisí pouze na jeho teplotě. Těsně předtím, než začne vzorek tuhnout (tedy již při teplotě  $0^\circ\text{C}$ ), je vzorek ochlazován rychlostí asi  $21,2 \text{ K}\cdot\text{h}^{-1}$ , je tedy odebíráno teplo rychlostí  $c_v \cdot 21,2 \text{ K}\cdot\text{h}^{-1} = 88600 \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{h}^{-1}$ . Voda tuhla asi 3,2 h, tudíž odevzdala teplo  $88600 \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{h}^{-1} \cdot 3,2 \text{ h} = 280 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$ . Skutečná hodnota měrného skupenského tepla tuhnutí je  $333,7 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$ , náš odhad je tedy řádově správný.

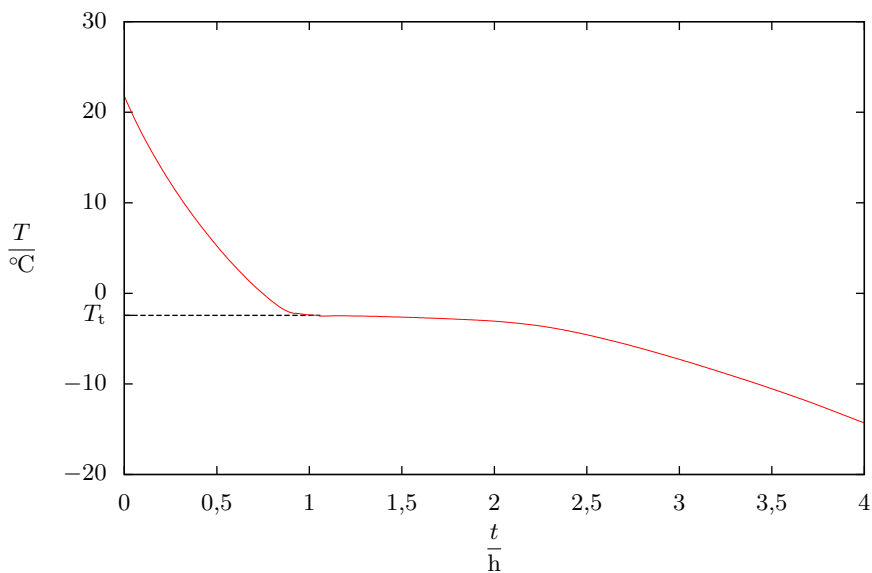
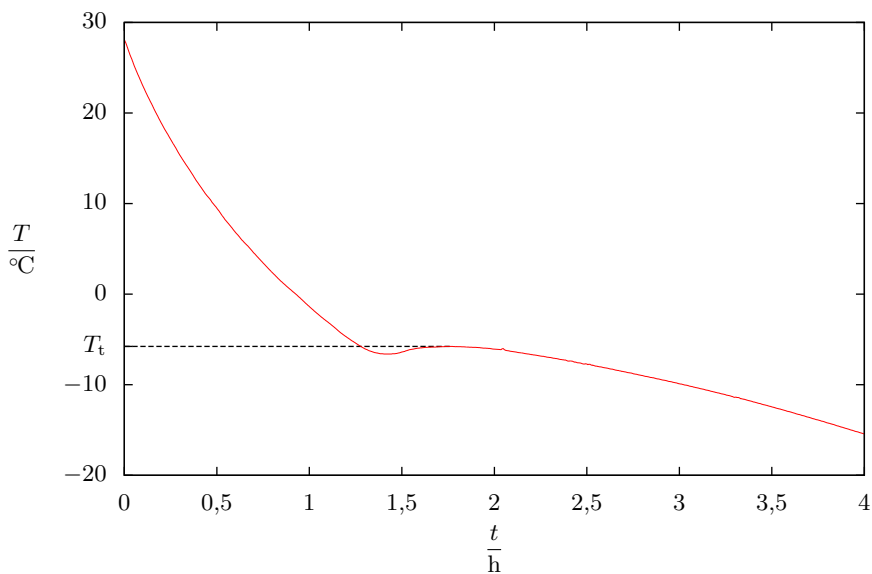
Při měření s roztoky zejména vyšších koncentrací ( $w_c > 30\%$ ) docházelo vždy k podchlazení (viz naměřená závislost na obrázku 7). Vzhledem k tomu, že výkon, kterým bylo odebíráno teplo, závisel na teplotě i čase, nebylo možné k určení teploty, při které začíná roztok tuhnout, použít postup z obrázku 3. Proto byla tato teplota odhadnuta dle obrázku 7. Z obrázku 3 je pak zřejmé, že skutečná teplota, při které roztok začíná tuhnout, je vyšší než ta, kterou jsme tímto postupem odečetli.

Při koncentracích 63,8% a 66,1% (roztoky o takto vysoké koncentraci bylo nutné připravit při zahřívání, neboť dle fázového diagramu na obrázku 1 je rozpustnost při pokojové teplotě nižší) se již nepodařilo roztok zmrazit. Při ochlazení na teplotu okolo  $-25^\circ\text{C}$  měl roztok velkou viskozitu (odhadem vyšší než tekutý med při pokojové teplotě), dle fázového diagramu (obrázek 1b) by mělo jít o přesycené roztoky.

Naměřené hodnoty jsou uvedeny v tabulce 1. Naměřenou závislost teploty, kdy vodný roztok sacharózy začíná tuhnout, na jeho koncentraci pak uvádíme na obrázku 8, a to včetně teoreticky vypočítaných hodnot dle rovnice (8).

### Nejistoty měření

Cukr i voda byly váženy váhou s rozlišením 0,01 g. Nejistotu měření hmotnosti cukru odhadneme na  $\Delta m_c = 0,1 \text{ g}$ . Nejistota měření hmotnosti vody však bude větší, jelikož část vody se může odpařit a v případě nešikovnosti se jí opět část může ztratit při míchání, odhadneme ji tedy na  $\Delta m_v = 5 \text{ g}$ . Nejistotu  $\Delta w_c$  měření hmotnostního zlomku cukru pak určíme ze zákona šíření

Obr. 6: Naměřené křivky chladnutí pro nižší koncentraci roztoku ( $w_c \doteq 24\%$ ).Obr. 7: Naměřená křivka chladnutí roztoku pro vyšší koncentraci roztoku ( $w_c \doteq 41\%$ ), kdy došlo k podchlazení.



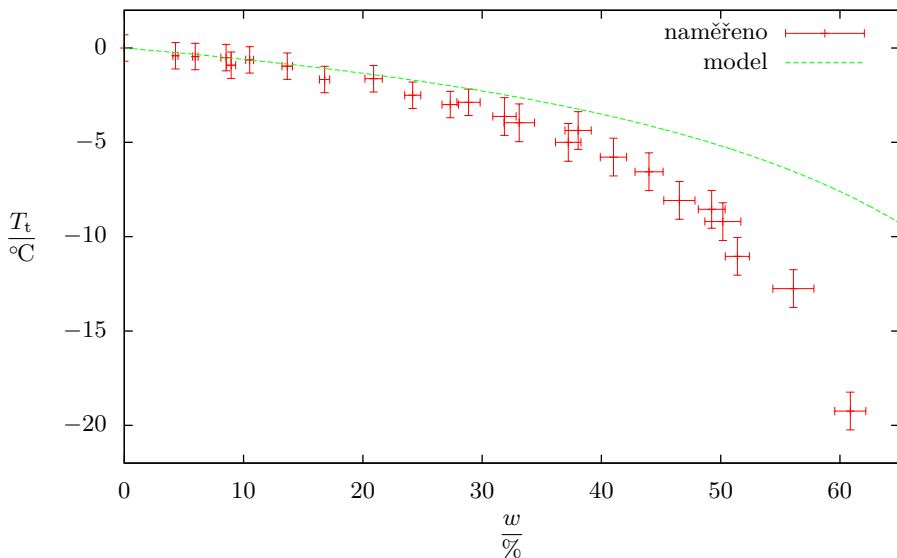
Tabulka 1: Naměřené hodnoty.

$\frac{m_v}{g}$	$\frac{m_c}{g}$	$\frac{w_c}{\%}$	$\frac{T_t}{^\circ\text{C}}$
137 ± 5	0,0	0,0	0,0 ± 0,7
100 ± 5	4,5 ± 0,1	4,3 ± 0,2	-0,4 ± 0,7
129 ± 5	8,2 ± 0,1	5,9 ± 0,2	-0,5 ± 0,7
94 ± 5	8,7 ± 0,1	8,5 ± 0,4	-0,5 ± 0,7
110 ± 5	10,8 ± 0,1	9,0 ± 0,4	-0,9 ± 0,7
143 ± 5	16,8 ± 0,1	10,5 ± 0,3	-0,6 ± 0,7
135 ± 5	21,3 ± 0,1	13,7 ± 0,4	-1,0 ± 0,7
164 ± 5	33,1 ± 0,1	16,8 ± 0,4	-1,7 ± 0,7
114 ± 5	30,2 ± 0,1	20,9 ± 0,7	-1,6 ± 0,7
134 ± 5	42,9 ± 0,1	24,2 ± 0,7	-2,5 ± 0,7
143 ± 5	53,8 ± 0,1	27,3 ± 0,7	-3,0 ± 0,7
106 ± 5	43,2 ± 0,1	28,9 ± 1,0	-2,9 ± 0,7
111 ± 5	52,0 ± 0,1	31,9 ± 1,0	-3,6 ± 1,0
87 ± 5	42,9 ± 0,1	33,1 ± 1,3	-4,0 ± 1,0
109 ± 5	64,7 ± 0,1	37,2 ± 1,1	-5,0 ± 1,0
108 ± 5	66,1 ± 0,1	38,0 ± 1,1	-4,4 ± 1,0
110 ± 5	76,6 ± 0,1	41,0 ± 1,1	-5,8 ± 1,0
104 ± 5	82,0 ± 0,1	44,0 ± 1,2	-6,6 ± 1,0
95 ± 5	82,5 ± 0,1	46,5 ± 1,3	-8,1 ± 1,0
111 ± 5	108,1 ± 0,1	49,3 ± 1,1	-8,6 ± 1,0
83 ± 5	83,2 ± 0,1	50,2 ± 1,5	-9,2 ± 1,0
124 ± 5	131,4 ± 0,1	51,4 ± 1,0	-11,0 ± 1,0
71 ± 5	91,3 ± 0,1	56,1 ± 1,7	-12,8 ± 1,0
92 ± 5	142,7 ± 0,1	60,9 ± 1,3	-19,2 ± 1,0
96 ± 5	169,5 ± 0,1	63,8 ± 1,2	nezmrzlo
82 ± 5	160,0 ± 0,1	66,1 ± 1,4	nezmrzlo

nejistot jako

$$\begin{aligned}
 \Delta w_c &= \sqrt{\left(\Delta m_v \frac{\partial w_c}{\partial m_v}\right)^2 + \left(\Delta m_c \frac{\partial w_c}{\partial m_c}\right)^2} = \\
 &= \sqrt{\left[\Delta m_v \frac{-m_c}{(m_c + m_v)^2}\right]^2 + \left[\Delta m_c \frac{m_v}{(m_c + m_v)^2}\right]^2} = \\
 &= \frac{\sqrt{\Delta m_v^2 m_c^2 + \Delta m_c^2 m_v^2}}{(m_c + m_v)^2}.
 \end{aligned}$$

Co se týče měření teploty, použité detektory teploty mají rozlišení 0,0625 °C a výrobce udává přesnost lepší než 0,5 °C. Vzhledem k tomu, že v mnoha případech docházelo k podchlazení, a tedy na naměřeném grafu nebyl jednoznačný bod pro odečtení, nejistotu měření teploty budeme uvažovat vyšší, odhadem 0,7 °C pro  $w < 30\%$  a 1,0 °C pro  $w > 30\%$ .



Obr. 8: Naměřená závislost teploty, kdy vodný roztok sacharózy začíná tuhnout, na jeho koncentraci a teoreticky vypočítané teploty tuhnutí dle rovnice (8).

Vypočítané nejistoty pro jednotlivá měření jsou v tabulce 1 a též vyneseny jako chybové úsečky na obrázku 8.

### Diskuse

Na obrázku 8 můžeme srovnat naměřenou a teoreticky vypočítanou závislost. Vidíme, že pro koncentrace nad asi 20% se naměřené hodnoty od teoreticky vypočítaných hodnot začínají rozcházet.

Teoretický model počítal s ideálním roztokem (rovnice (4)) a výsledek teoretického výpočtu bývá po několika dalších aproximacích používán pouze pro malé koncentrace (Blagdenův zákon). Pro přesnější výpočet zejména při vyšších koncentracích by bylo třeba použít jinou rovnici<sup>6</sup>.

Jednou z možných příčin nesouhlasu naměřených hodnot s teoretickým modelem je také postup odečítání teploty tuhnutí v případech, kdy došlo k podchlazení (obrázek 7). Dále je možné, že připravené roztoky z vody z vodovodu a kostkového cukru obsahovaly další nečistoty, které teplotu tuhnutí snížily.

### Závěr

Naměřili jsme závislost teploty, při které vodný roztok sacharózy začíná tuhnout, na koncentraci (viz obrázek 8), a to až do koncentrace asi 60%. Nakonec něco málo statistiky – pro naměření této úlohy bylo použito 366 kostek cukru.

<sup>6</sup>X. Ge, X. Wang. Estimation of Freezing Point Depression, Boiling Point Elevation and Vaporization enthalpies of electrolyte solutions. *Ind. Eng. Chem. Res.*, 2009.

*Komentáře k došlým řešením*

Mnoho řešitelů provedlo příliš málo měření (nejčastěji pro čtyři koncentrace), ze kterých pak vyvozovala různé závěry, například to, že závislost je lineární. Zejména v případech, kdy byly použity jen nízké koncentrace, nelze tento závěr z pouhého měření vyslovit, neboť změna teploty tuhnutí je srovnatelná s nejistotou měření. Jen málo řešitelů provedlo měření i pro nulovou koncentraci, která do závislosti jistě také patří a pomocí které si mohli snadno ověřit případnou chybu při měření teploty – v rámci přesnosti, které jsme schopni s domácimi pomůckami dosáhnout, bude jistě teplota tuhnutí vody (i té z vodovodu)  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

Většina došlých řešení byla bohužel velice stručná a neobsahovala vše podstatné. Jediný, kdo podle nás do řešení uvedl vše, co by řešení experimentální úlohy mělo obsahovat, byl Přemysl Šťastný, proto také jako jediný dostal za experimentální úlohu plný počet bodů. Všem ostatním doporučujeme, aby si přečetli náš návod, jak na vypracování experimentální úlohy, na našem webu,<sup>7</sup> jistě vám při řešení dalších experimentálních úloh pomůže.

**Tomáš Pikálek**  
pikos@fykos.cz

---

Fyzikální korespondenční seminář je organizován studenty MFF UK. Je zastřešen Oddělením pro vnější vztahy a propagaci MFF UK a podporován Ústavem teoretické fyziky MFF UK, jeho zaměstnanci a Jednotou českých matematiků a fyziků.

Toto dílo je šířeno pod licencí Creative Commons Attribution-Share Alike 3.0 Unported.  
Pro zobrazení kopie této licence, navštivte <http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>.

---

<sup>7</sup><http://fykos.cz/sex/jak-na-to>