

ZÁPADOČESKÁ UNIVERZITA V PLZNI

FAKULTA PEDAGOGICKÁ

KATEDRA CHEMIE

**TERMOCHEMICKÉ VÝPOČTY V PŘÍPRAVĚ
BUDOUCÍCH UČITELŮ CHEMIE**
BAKALÁŘSKÁ PRÁCE

Marcela Doležálková

Chemie se zaměřením na vzdělávání

Vedoucí práce: Mgr. Jitka Štrofová, Ph.D.

Plzeň, 2020

Prohlašuji, že jsem bakalářskou práci vypracovala samostatně s použitím uvedené literatury a zdrojů informací.

V Plzni dne 26. června 2020

.....
vlastnoruční podpis

Děkuji Mgr. Jitce Štrofové za odbornou pomoc a poskytnutý materiál při psaní bakalářské práce a také za připomínky a cenné rady.

Obsah

1	Úvod.....	6
2	Teoretická část	7
2.1	Termochemie	7
2.2	Reakční teplo Q_r	7
2.2.1	Standardní reakční entalpie $\Delta_r H_m^\circ$	8
2.2.2	Slučovací reakce	9
2.2.3	Standardní slučovací entalpie $\Delta_{sl} H_m^\circ$	9
2.2.4	Spalná reakce	10
2.2.5	Standardní spalná entalpie $\Delta_{spal} H_m^\circ$	10
2.3	Termochemické zákony	10
2.3.1	Lavoisierův-Laplaceův zákon.....	10
2.3.2	Hessův zákon.....	11
2.3.3	Kirchhoffův zákon.....	12
2.4	Adiabatická teplota reakce	14
3	Praktická část	16
3.1	Průběžné testy z termochemie	16
3.1.1	Typy úloh v průběžných testech z let 2005 – 2017	22
3.2	Test a dotazník pro studenty chemie na FPE.....	33
3.2.1	Vyhodnocení testu	33
3.2.2	Vyhodnocení dotazníku	35
3.3	Učebnice chemie pro ZŠ a SŠ	37
3.4	Vybrané typy úloh vhodné pro výuku na SŠ.....	40
3.5	Diskuze	41
3.5.1	Test a dotazník pro studenty chemie na FPE.....	41
3.5.2	Průběžné testy z termochemie	42

3.5.3 Učebnice chemie pro ZŠ a SŠ	42
4 Závěr	43
Resumé	44
Seznam použité literatury a zdrojů informací	45
Seznam obrázků	47
Seznam tabulek	48
Seznam příloh.....	49

1 Úvod

Termochemie je obor fyzikální chemie, který se zabývá teplem vyměněným mezi systémem a okolím při chemické reakci. V termochemii se setkáváme s pojmem reakční teplo. Podle něj rozlišujeme reakce exotermické a endotermické, podle toho, zda se teplo spotřebovává nebo uvolňuje. Reakční teplo za konstantního tlaku a teploty odpovídá reakční entalpii. Definujeme tři termochemické zákony.

Cílem bakalářské práce bylo pochopit problematiku termochemie obecně a sledovat vývoj úrovně znalostí studentů bakalářského studia v průběhu let na základě výsledků z průběžných testů. Práce se zabývá také problematikou termochemie ve výuce na základních a středních školách.

V teoretické části bakalářské práce je popsána termochemie obecně a vysvětleny základní pojmy, jako reakční teplo, standardní reakční entalpie, standardní slučovací a spalná entalpie. Dále se práce zabývá termochemickými zákony, kterými jsou Lavoisierův-Laplaceův, Hessův a Kirchhoffův zákon, a adiabatickou teplotou.

Praktická část je zaměřená na výsledky studentů v bakalářském studijním programu Chemie se zaměřením na vzdělávání z průběžných testů v rámci kurzu fyzikální chemie. Výsledky jsou porovnávány mezi studenty z let 2005 až 2017 a dále podle jednotlivých typů úloh. V rámci praktické části jsou také předloženy výsledky testu a dotazníku, které byly zadány studentům chemie na FPE v jednotlivých ročnících. V závěrečných kapitolách jsou porovnávány vybrané učebnice chemie pro ZŠ a SŠ se zřetelem na kapitoly z termochemie.

2 Teoretická část

2.1 Termochemie

Termochemie se zabývá teplem, které si systém vymění s okolím při chemické reakci.¹ Chemickou reakci můžeme zapsat chemickou rovnicí, a to dvěma způsoby.

Klasickým způsobem ve tvaru

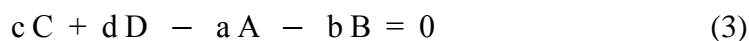


kde velká písmena A, B, C, D představují reagující látky a malá písmena a, b, c, d jsou stechiometrické koeficienty.

Druhou možností, jak zapsat chemickou reakci, je rovnice v následujícím tvaru

$$\sum_{i=1}^k v_i R_i = 0 \quad (2)$$

kde R_i je i -tá látka, symbolem v_i se označuje stechiometrický koeficient i -té látky a k je počet látek v systému. Pro výchozí látky platí, že $v_i < 0$, a pro produkty $v_i > 0$. Výchozí látkou se rozumí reaktanty stojící na levé straně chemické rovnice vyjádřené klasickým způsobem. Oba způsoby zápisu jsou ekvivalentní a lze je vzájemně převádět.²



2.2 Reakční teplo Q_r

Reakční teplo je teplo, které si systém vymění s okolím, aby za konstantní teploty zreagovalo a molů látky A s b moly látky B a vzniklo c molů látky C a d molů látky D podle rovnice $a A + b B \rightarrow c C + d D$. Velikost reakčního tepla závisí na průběhu reakce. Reakce může probíhat izotermicko-izobaricky (za konstantní teploty a tlaku) nebo izotermicko-izochoricky (za konstantní teploty a objemu). Kromě toho hodnota reakčního tepla závisí i na konkrétním zápisu chemické rovnice. Pokud například vynásobíme obě strany chemické rovnice dvěma, bude se reakční teplo vztahovat k dvojnásobku zreagovaných molů výchozích látek a jeho hodnota bude také dvojnásobná.³

U reakčního tepla se zavádí pojem reakční obrat. Reakční obrat je děj, kdy reaguje a molů látky A, b molů látky B a vznikne c molů látky C a d molů látky D.

Jednotkou reakčního tepla je J mol^{-1} , kde mol odpovídá právě jednomu molu reakčních obrátů.²

Při izobarickém ději se reakční teplo rovná reakční entalpii $Q = \Delta_r H$. Reakční entalpie je definovaná jako rozdíl entalpií produktů a výchozích látek umocněných na stechiometrické koeficienty

$$\Delta_r H = \sum_{i=1}^n v_i H_{m,i}^1, \quad (4)$$

kde $H_{m,i}$ je molární entalpie čisté látky i .

2.2.1 Standardní reakční entalpie $\Delta_r H_m^\circ$

Za konstantního tlaku a konstantní teploty je reakční teplo chemické reakce rovno reakční entalpii. Standardní reakční entalpie odpovídá reakční entalpii reakce, která probíhá za standardního tlaku, 101,325 kPa. Teplota, pro niž jsou zpravidla hodnoty standardních reakčních entalpií k dispozici, je 25 °C, tedy 298,15 K. U plynných látek, které se zapojí do reakce, se předpokládá ideální chování. Pokud se při reakci teplo uvolňuje, jedná se o reakci exotermickou. V takovém případě pro reakční teplo platí: $\Delta_r H < 0$. V opačném případě, kdy $\Delta_r H > 0$, je reakce endotermická a teplo se spotřebovává.³

Záporná hodnota reakční entalpie uvedená u reakce znamená, že se teplo ze systému uvolňuje. Např: ze zápisu



vyplývá, že se při teplotě 1000 K reakcí 2 molů látky A se 3 moly látky B uvolní teplo 200kJ.

Opačným případem je reakce, jejíž reakční entalpie má kladnou hodnotu. Ta představuje množství tepla, které je třeba do systému dodat. Modelová reakce je:



K tomu, aby za teploty 750 K zreagoval 1 mol látky A se 2 moly látky B, je třeba dodat teplo 300 kJ.

Reakční teplo je závislé na reakční teplotě, tlaku a fázi, v které se látky za daných podmínek nacházejí. Je nutné vždy uvádět podmínky, za kterých reakce probíhá, aby bylo možné hodnoty reakčních tepel srovnávat. Pro standardní tlak 101,325 kPa se užívá symbol „^o“ v pravém horním indexu. U všech reagujících látek v zápisu chemické reakce se uvádí fáze, v níž se nacházejí, popř. u pevných látek

ještě jejich modifikace. Označení fáze je převzaté z latiny: *g* pro plynné látky (*g* – gaseous), *l* pro kapalně látky (*l* – liquidus), *s* pro skupenství pevné (*s* – solidus) a *aqua* pro vodné roztoky.⁴

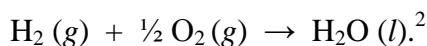
2.2.2 Slučovací reakce

Reakce, při níž vzniká jeden mol dané látky z prvků, se označuje jako slučovací reakce této látky. Prvky se uvažují v takové fázi a molekulové formě, kdy jsou za dané teploty a standardního tlaku nejstabilnější. V případě plyných látek se předpokládá platnost stavové rovnice ideálního plynu.²

2.2.3 Standardní slučovací entalpie $\Delta_{sl}H_m^\circ$

Standardní slučovací entalpie se rovná standardní reakční entalpii slučovací reakce. Prvky H, O, N, Cl vystupují vždy jako dvouatomové molekuly. U pevných látek se uvádí možná modifikace, u uhlíku je to vždy grafit. U síry je to nejčastěji rhombická neboli kosočtverečná modifikace. Standardní slučovací entalpie prvků jsou rovny nule. Pro standardní slučovací entalpii se ve starší literatuře používá i název standardní slučovací teplo nebo jen slučovací teplo.³

Například slučovací reakci vody lze zapsat následovně:



Tabulka 1 Standardní slučovací entalpie vybraných látek⁵
($T = 298 \text{ K}$)

Látka	Vzorec	Fáze	$\Delta_{sl}H_m^\circ$ (kJ mol ⁻¹)
Kyslík	O ₂	g	0,00
Oxid hlinitý	Al ₂ O ₃	s	- 1 675,97
Oxid vápenatý	CaO	s	- 635,09
Oxid uhelnatý	CO	g	- 110,53
Oxid uhličitý	CO ₂	g	- 393 051
Oxid dusičitý	NO ₂	g	34,19
Voda	H ₂ O	l	- 285,84
Voda	H ₂ O	g	- 241,81
Hydroxid vápenatý	Ca(OH) ₂	s	- 986,09
Kyselina sírová	H ₂ SO ₄	l	- 814,01
Kyselina dusičná	HNO ₃	g	- 133,91
Uhličitan vápenatý	CaCO ₃	s	- 1 206,83
Sirouhlík	CS ₂	g	116,70
Chlorovodík	HCl	g	- 92,31

Chlorid sodný	NaCl	s	- 411,12
---------------	------	---	----------

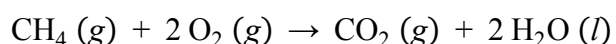
2.2.4 Spalná reakce

Spalná reakce je reakce, při níž 1 mol spalované látky reaguje s kyslíkem za vzniku definovaných látek, např. voda, oxid uhličitý, oxid siřičitý, kyselina chlorovodíková, oxidy dusíku a další.³

2.2.5 Standardní spalná entalpie $\Delta_{\text{spal}} H_m^\circ$

Standardní spalná entalpie se rovná standardní reakční entalpii spalné reakce. Pokud je produktem spalné reakce voda, tak se uvažuje v kapalně fázi. Důvodem je skutečnost, že se standardní spalné entalpie většinou uvádějí pro teplotu 298,15 K a standardní tlak, kdy je voda kapalná. Za této teploty by tlak nasycené vodní páry byl nižší než normální tlak. Pro standardní spalnou entalpii se užívá též název spalné teplo. Standardní spalná entalpie produktů je rovna nule.³

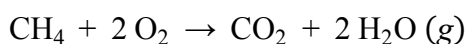
Příkladem spalné reakce je spalování methanu:



$$\Delta_{\text{spal}} H_m^\circ (\text{CH}_4, 298,15 \text{ K}) = - 890,3 \text{ kJ mol}^{-1,2}$$

Pokud je produktem spalné reakce místo kapalné vody vodní pára, hovoří se o výhřevnosti a je definována jako absolutní hodnota standardní reakční entalpie.

Příklad reakční entalpie methanu a výhřevnosti methanu pro srovnání:



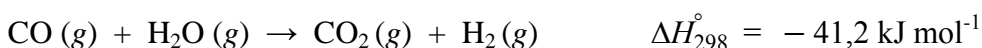
$$\Delta_r H_m^\circ (298,15 \text{ K}) = - 802,32 \text{ kJ mol}^{-1}$$

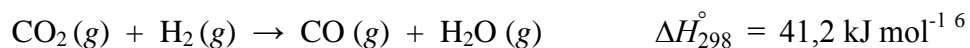
$$\text{výhřevnost} (\text{CH}_4, 298,15 \text{ K}) = 802,32 \text{ kJ mol}^{-1,3}$$

2.3 Termochemické zákony

2.3.1 Lavoisierův-Laplaceův zákon

Lavoisierův-Laplaceův zákon se označuje jako první termochemický zákon, který popisuje problematiku reakčního tepla dané reakce a reakce probíhající opačným směrem. Reakce probíhají za stejných podmínek, ale jejich reakční entalpie se liší znaménkem. Situace je zřejmá z příkladu:





2.3.2 Hessův zákon

V případě, že reakci R lze vyjádřit lineární kombinací reakcí $R_1, R_2, R_3 \dots$, je standardní reakční entalpie reakce R rovna stejné lineární kombinaci standardních reakčních entalpií reakcí $R_1, R_2, R_3 \dots$. Toto tvrzení se nazývá Hessův zákon.

Množství vyměněného tepla za konstantního tlaku nezávisí na cestě, ale pouze na počátečním a konečném stavu.

Pro všechny látky vystupující v chemické reakci za dané teploty a standardního tlaku je možné zapsat jejich slučovací reakce (pro většinu látek jsou dostupné hodnoty jejich standardních slučovacích entalpií). Aplikací Hessova zákona pak dospějeme ke vztahu, podle kterého lze vypočítat standardní reakční entalpii chemické reakce na základě znalosti standardních slučovacích entalpií:

$$\Delta_r H_m^\circ = \sum_{i=1}^k v_i \Delta_{\text{sl}} H_{mi}^\circ \quad (5)$$

kde $\Delta_r H_m^\circ$ je standardní reakční entalpie, symbolem v_i se označuje stechiometrický koeficient i -té látky, k je počet látek v systému a $\Delta_{\text{sl}} H_{mi}^\circ$ je standardní slučovací entalpie i -té látky.

Pokud pro látky zúčastňující se chemické reakce jsou dostupné hodnoty standardních spalných entalpií, je možné analogicky jako v předchozím případě zapsat pro všechny látky jejich spalné reakce a následně aplikovat Hessův zákon. Standardní reakční entalpii dané reakce lze pak vyjádřit pomocí spalných entalpií jednotlivých látek vztahem:

$$\Delta_r H_m^\circ = - \sum_{i=1}^k v_i \Delta_{\text{spal}} H_{mi}^\circ \quad (6)$$

kde symboly mají stejný význam jako v předešlé rovnici a $\Delta_{\text{spal}} H_{mi}^\circ$ odpovídá standardní spalné entalpii.

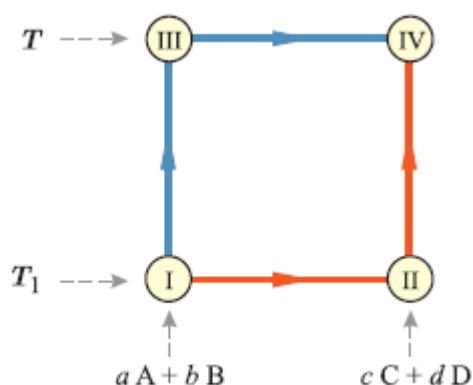
Z uvedených vztahů se v praxi využívá hlavně první (5), protože v termodynamických tabulkách jsou dostupné hodnoty standardních slučovacích entalpií většiny látek. Data pro spalné entalpie jsou dostupná pro mnohem menší okruh látek.³

2.3.3 Kirchhoffův zákon

Jak již bylo uvedeno výše, hodnota reakční entalpie je vždy vztažena k dané konstantní teplotě, při níž reakce probíhá. Změní-li se teplota, změní se i hodnota reakční entalpie. Závislost reakční entalpie na teplotě vyjadřuje Kirchhoffův zákon. Pokud chemická reakce



proběhne při teplotě T , znamená to, že produkty reakce mají stejnou teplotu T jako přeměněné výchozí látky (viz obr. 1).



Obr. 1 **Odvození Kirchoffova zákona**
(převzato z literatury²)

Ze stavu I, kdy jsou výchozí látky při teplotě T_1 , přechází systém do stavu IV. Ten představuje produkty o teplotě T . Ze stavu I do stavu IV se lze dostat dvěma cestami – reakce může proběhnout dvěma způsoby:

1. Ohřev a molů látky A společně s b moly látky B z teploty T_1 na teplotu T , následně proběhne reakce při teplotě T (modrá linie na obr. 1)
2. Nejdříve proběhne reakce při teplotě T_1 a vzniklé produkty c molů látky C a d molů látky D se ohřejí z teploty T_1 na teplotu T (červená linie na obr. 1).

Teplo vyměněné prvním i druhým způsobem je stejné, protože vyměněné teplo mezi systémem a okolím je za stálého tlaku rovno změně entalpie a nezávisí na cestě.²

Pro množství tepla, které se vymění mezi systémem a okolím při prvním ději, platí vztah:

$$Q_1 = a \int_{T_1}^T C_{pm}(A)dT + b \int_{T_1}^T C_{pm}(B)dT + \Delta_r H_m^\circ(T) \quad (8)$$

kde a , b jsou stechiometrické koeficienty, A a B představují reagující látky, C_{pm} jsou molární tepelné kapacity a $\Delta_r H_m^\circ$ je standardní reakční entalpie.

Molární tepelná kapacita C_{pm} udává množství tepla, které je třeba ke zvýšení teploty 1 molu látky o 1 K za stálého tlaku. Závislost tepelné kapacity na teplotě nejčastěji popisuje vztah:

$$C_{pm} = a + b T + c T^2 + \frac{d}{T^2} \quad (9)$$

kde a , b , c , d jsou koeficienty charakteristické pro každou látku.

První dva členy ve výše uvedeném vztahu (8) vyjadřují, kolik tepla je třeba na ohřátí a molů látky A a b molů látky B z teploty T_1 na teplotu T za předpokladu, že zúčastněné látky neprocházejí fázovou přeměnou.

Pro množství tepla vyměněného při druhém ději platí analogický vztah:

$$Q_2 = \Delta_r H_m^\circ(T_1) + c \int_{T_1}^T C_{pm}(C) dT + d \int_{T_1}^T C_{pm}(D) dT \quad (10).$$

Ze vztahu $Q_1 = Q_2$ vyplývá Kirchhoffův zákon v integrální formě

$$\Delta_r H_m^\circ(T) = \Delta_r H_m^\circ(T_1) + \int_{T_1}^T \Delta_r C_{pm} dT \quad (11)$$

$$\text{kde } \Delta_r C_{pm} = c \Delta C_{pm}(C) + d \Delta C_{pm}(D) - a \Delta C_{pm}(A) - b \Delta C_{pm}(B) \quad (12).$$

Předchozí vztah (12) pro $\Delta_r C_{pm}$ je možné zobecnit:

$$\Delta_r C_{pm}(T) = \sum_{i=1}^k \nu_i \Delta C_{pm,i}(T) \quad (13).$$

Kirchhoffův zákon v integrální formě umožňuje vypočítat reakční entalpii při teplotě T za předpokladu, že známe reakční entalpii při teplotě T_1 a molární tepelné kapacity zúčastněných látek.³

Tabulka 2 **Molární tepelné kapacity vybraných látek**⁵
($T = 298 \text{ K}$)

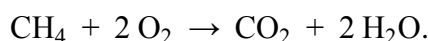
Látka	Vzorec	Fáze	C_{pm} ($\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)
Kyslík	O_2	g	32,28
Oxid hlinitý	Al_2O_3	s	111,06
Oxid vápenatý	CaO	s	49,13
Oxid uhelnatý	CO	g	31,14
Oxid uhličitý	CO_2	g	46,39
Oxid dusičitý	NO_2	g	48,30
Voda	H_2O	l	76,36
Voda	H_2O	g	37,57
Hydroxid vápenatý	Ca(OH)_2	s	148,79

Kyselina sírová	H ₂ SO ₄	l	148,28
Kyselina dusičná	HNO ₃	g	81,97
Uhličitan vápenatý	CaCO ₃	s	118,76
Sírouhlík	CS ₂	g	54,97
Chlorovodík	HCl	g	30,33
Chlorid sodný	NaCl	s	56,93

2.4 Adiabatická teplota reakce

Adiabatická teplota reakce je teplota, na kterou se ohřejí produkty reakce vlastním reakčním teplem, aniž by docházelo k výměně tepla s okolím. Adiabatické reakce se využívají v adiabatických reaktorech z ekonomických, fyzikálně-chemických nebo vynucených důvodů.³

Adiabatická teplota je definována pro exotermické reakce za konstantního tlaku a úplné chemické přeměny na produkty. Pro jednoduchost lze postup vysvětlit na příkladu hoření methanu



Do reaktoru se přivádí spalovaná látka za teploty T_1 a oxidační médium (směs plyných látek obsahující kyslík) za teploty T_2 . Pro adiabatickou teplotu za konstantního tlaku platí vztah:

$$Q = \Delta_r H_m^\circ = 0. \quad (14)$$

Neznámou adiabatickou teplotu T_{ad} za izobarických podmínek, kdy vyměněné teplo nezávisí na cestě, lze určit z rovnice:

$$Q_1 + Q_2 + Q_3 = 0 \quad (15)$$

kde Q_1 je teplo které se uvolní při ochlazení oxidačního média z teploty T_2 na T_1 a platí:

$$Q_1 = \int_{T_2}^{T_1} \sum_{\text{oxid}} n_i C_{pm,i} dT = - \int_{T_1}^{T_2} \sum_{\text{oxid}} n_i C_{pm,i} dT, \quad (16)$$

v dalším kroku shoří spalované látky při teplotě T_1 na CO₂ a vodní páru za současného uvolnění tepla Q_2 , pro které platí vztah:

$$Q_2 = \Delta_r H_m^\circ(T_1). \quad (17)$$

Teplo Q_3 se uvolní při zvýšení teploty T_1 na neznámou adiabatickou teplotu T_{ad} . Pro Q_3 platí:

$$Q_3 = \int_{T_1}^{T_{\text{ad}}} \sum_{\text{produkty}} n_i C_{pm,i} dT. \quad (18)$$

Při hoření se pro adiabatickou teplotu reakce používá název teoretická teplota plamene. Skutečná teplota plamene je vždy menší než teoretická hodnota plamene, protože vždy dochází k částečnému přenosu tepla do okolí a také nemusí dojít k úplnému spálení výchozích látek. ^{1,3}

3 Praktická část

V bakalářském studijním programu Přírodovědná studia absolvují studenti oboru Chemie se zaměřením na vzdělávání kurz fyzikální chemie. Tento kurz je realizován v rozsahu 4 hodiny přednášek + 1 hodina semináře týdně a je ohodnocen 5 kredity. Studenti dvouoborového studia absolvují tento předmět ve čtvrtém semestru studia, studenti prohlubujícího modulu (jednooborové studium) již ve druhém semestru. Obsahem přednášek jsou kapitoly z termodynamiky, fázové a chemické rovnováhy, elektrochemie, chemické kinetiky a také termochemie.

Problematikou termochemických výpočtů se studenti zabývají v rámci výše uvedeného kurzu. Praktické úlohy řeší na seminářích, které tematicky navazují na program přednášek. V dalším textu jsou diskutovány výsledky, kterých dosáhli studenti při řešení průběžných testů v rámci předmětu fyzikální chemie a dále samostatného testu zaměřeného výhradně na termochemické výpočty, který byl zadán všem studentům oboru chemie v roce 2017 a 2018.

3.1 Průběžné testy z termochemie

Součástí seminářů z fyzikální chemie jsou průběžné testy, v nichž studenti prokazují zvládnutí učiva během semestru. Každý test tvoří 1-2 úlohy z učiva probraného na předchozích seminářích. Během semestru studenti píší 9-10 testů, dosažení 50 % hranice z celkového počtu bodů ze všech testů za semestr je podmínkou pro získání zápočtu. Jeden z průběžných testů je vždy zaměřen na úlohy z termochemie, pouze v r. 2005 byly termochemii věnovány dva testy. V následujícím textu rozebírám výsledky studentů z let 2005 – 2017 (viz tabulka 3 a 4).

Tabulka 3 **Počet studentů zapsaných v jednotlivých letech**

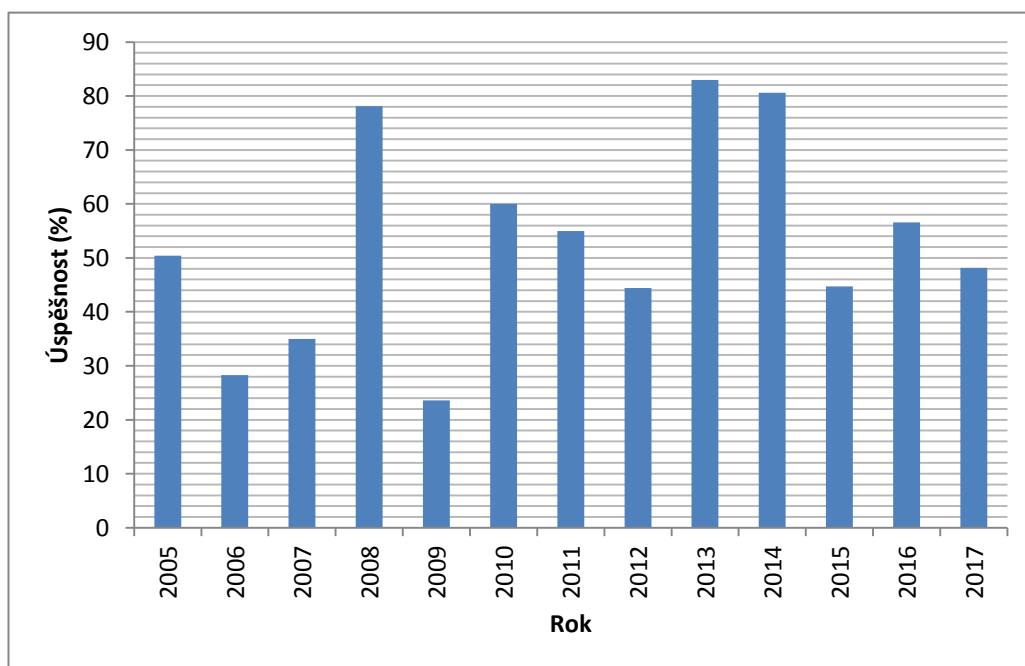
Rok	Počet studentů	Rok	Počet studentů
2005	19	2012	14
2006	47	2013	19
2007	35	2014	14
2008	26	2015	23
2009	11	2016	13
2010	12	2017	14
2011	12		

Zdroj: osobní archiv Mgr. Jitky Štrofové

Tabulka 4 **Výsledky testů z termochemie v letech 2005 – 2017**
(maximální bodový zisk v každém testu 100 bodů)

Rok	Počet studentů	Celkový možný počet bodů	Získaný počet bodů	Úspěšnost
2005	33	3300	1512,5	50,4 %
2006	32	3200	905	28,28 %
2007	30	3000	1085	36,17 %
2008	17	1700	1328	78,12 %
2009	7	700	165	23,57 %
2010	6	600	360	60 %
2011	8	800	440	55 %
2012	10	1000	444	44,4 %
2013	16	1600	1325	82,81 %
2014	10	1000	806	80,6 %
2015	17	1700	760	44,71 %
2016	12	1200	679	56,58 %
2017	11	1100	530	48,18 %

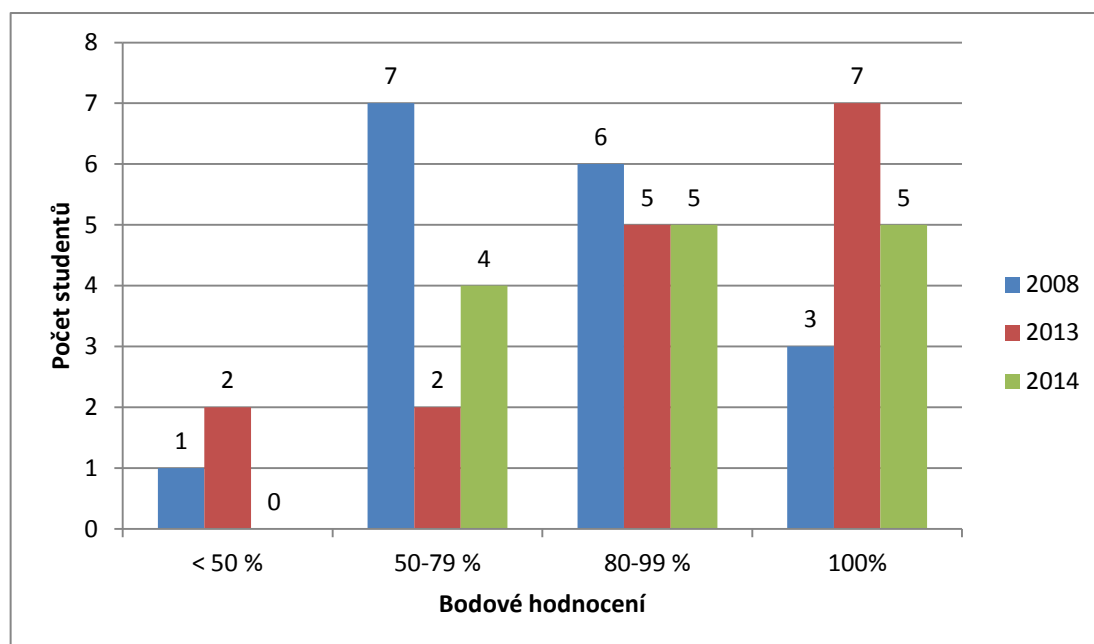
Zdroj: osobní archiv Mgr. Jitky Štrofové



Obr. 2 **Celková úspěšnost studentů v letech 2005 – 2017**
(zpracováno pomocí MS Excel)

Nejúspěšnější byli studenti v letech 2008, 2013 a 2014 (viz obr. 2). V letech 2013 a 2014 překročili úspěšnost 80 % a v r. 2008 se k této hranici přiblížili. V roce 2013 byla celková úspěšnost 83 %. V tomto roce 2013 psalo test z termochemie 16 studentů, k plnému počtu bodů dospělo sedm z nich. Pět studentů získalo 80-99 % bodů, 50-79 % bodů dosáhli dva studenti. Zbylí dva studenti nepřekročili hranici 50 bodů. Deset studentů z roku 2014 také překročilo úspěšnost 80 %. Všichni studenti se dostali přes hranici 50 bodů z testu. Získané body poloviny studentů byly v rozmezí 80-99 bodů. Pouze jeden student získal plný počet bodů.

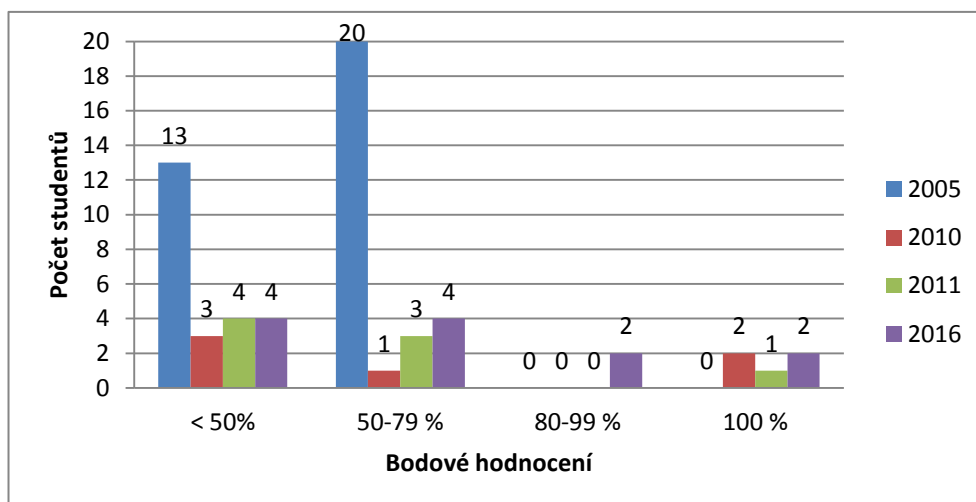
Studenti v roce 2008 dosáhli třetího nejlepšího výsledku ze ziskem 1328 bodů a docílili tak průměrné úspěšnosti 78,12 %. Počty studentů a jejich bodový zisk v letech 2008, 2013 a 2014 jsou uvedeny v obr. 3.



Obr. 3 Počty studentů a jejich bodový zisk v letech s nejvyšší průměrnou úspěšností

(zpracováno pomocí MS Excel)

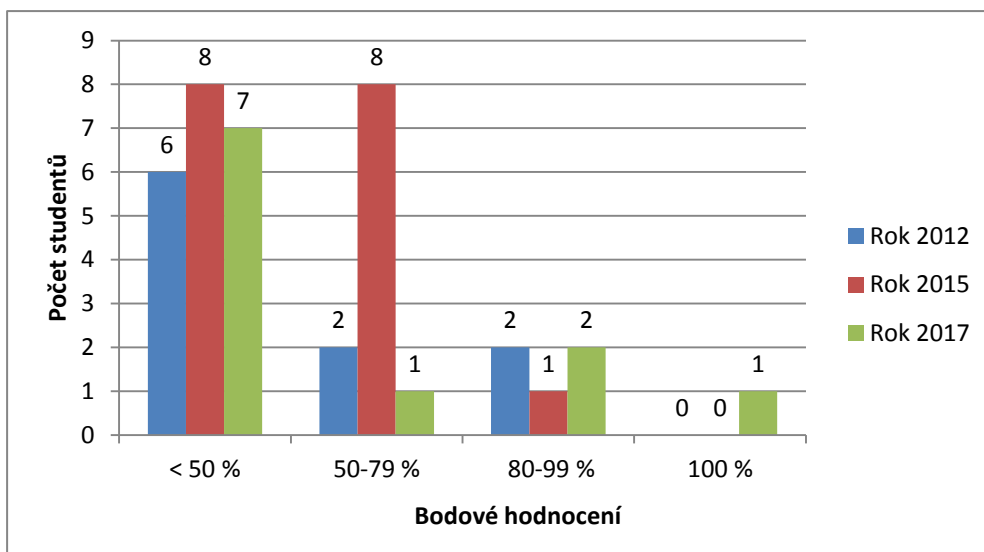
V letech 2005, 2010, 2011 a 2016 překročili studenti 50% hranici průměrné úspěšnosti. V roce 2010 psalo test z termochemie pouze šest studentů, dosáhli průměrné úspěšnosti 60 %. Dva studenti absolvovali test s plným počtem bodů. Jeden student dokončil test s 65 body ze 100. Zbylí studenti nedosáhli hranice 50 % bodů z testu. V roce 2011 získali studenti celkem 440 bodů z možných 800, což odpovídá úspěšnosti 55 %. Z osmi studentů získal plný počet bodů pouze jeden student. Pět studentů nepřesáhlo hranici 50 % bodů. Dva studenti uspěli se 70 % bodů. 12 studentů chemie z roku 2016 získalo celkem 679 bodů. Dva studenti získali 100 bodů, šest studentů přesáhlo hranici 50 bodů, zbylí studenti nezískali více jak 40 bodů. Jeden student absolvoval test s nulovým ziskem. V roce 2005 získalo 33 studentů celkem 1512 bodů a dosáhlo tak úspěšnosti 50,4 %. Avšak nikdo ze studentů nezískal plný počet bodů ani nedosáhl hranice 80-99 % úspěšnosti. Srovnání roků 2005, 2010, 2011 a 2016 je zpracované do obr. 4.



Obr. 4 Počty studentů a jejich bodový zisk v letech s průměrnou úspěšností vyšší než 50 %

(zpracováno pomocí MS Excel)

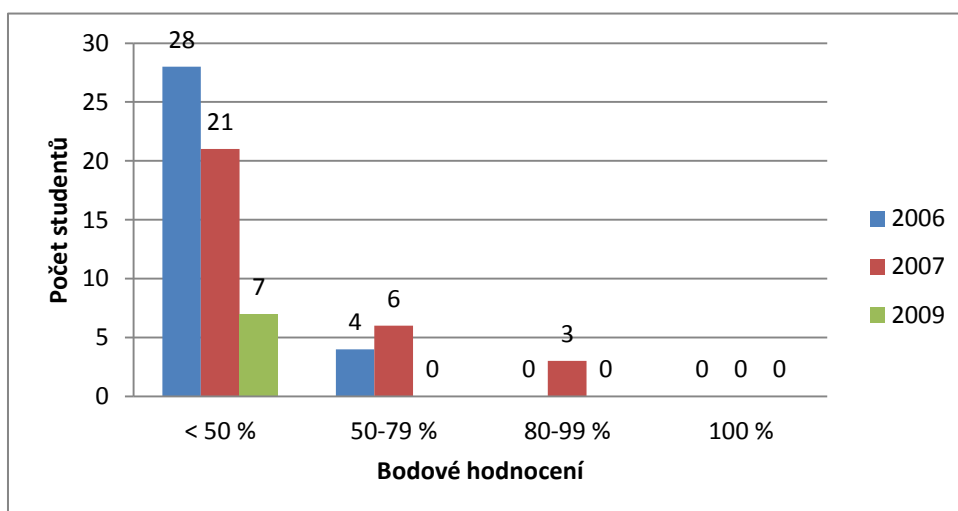
V letech 2006, 2007, 2009, 2012, 2015 a 2017 studenti nepřesáhli 50 % hranici úspěšnosti. Deset studentů z roku 2012 absolvovalo test se ziskem 444 bodů z celkového počtu 1000 možných bodů. Tři studenti dokázali přesáhnout hranici 50 bodů se ziskem 60, 80 a 91 bodů, jeden student uspěl na 50 %, zbylí studenti nepřesáhli hranici 45 bodů. Test z termochemie absolvovalo 17 studentů z roku 2015, kteří uspěli na 44,71 %. Pouze jeden student získal 80 bodů ze 100. Na rozmezí bodů 0-49 dosáhlo osm studentů. Zbývajících osm studentů získalo body v rozmezí 50-79 bodů. V roce 2017 psalo test z termochemie 11 studentů, kteří dohromady uspěli na 48,18 %. Hranici 50 bodů přesáhli pouze čtyři studenti – jeden student dosáhl plného počtu bodů. Zbylí studenti nedosáhli hranice 45 bodů, z toho jeden student nezískal v testu ani jediný bod (viz obr. 5).



Obr. 5 Počty studentů a jejich bodový zisk v letech s průměrnou úspěšností nižší než 50 %

(zpracováno pomocí MS Excel)

Nejméně úspěšní byli studenti v letech 2006, 2007 a 2009. Studenti v roce 2009 dosáhli průměrné úspěšnosti 23,57 %. Sedm studentů absolvující test nepřekročilo hranici 30 bodů. V roce 2006 pouze čtyři studenti z 32 získali bodové hodnocení v rozmezí 50-79 %. V roce 2007 byli nejméně úspěšní tři studenti, dva z nich získali 80 % a jeden 90 % bodů. Hodnocení šesti studentů bylo z intervalu 50-79 % z celkového počtu bodů. Zbýlých 21 studentů nedosáhlo na 50% hranici. Žádný student z let 2006, 2007 a 2009 nedosáhl na plný počet bodů. Srovnání roku 2006, 2007 a 2009 je zpracováno v obr. 6.



Obr. 6 Počty studentů a jejich bodový zisk v letech s nejnižší úspěšností

(zpracováno pomocí MS Excel)

3.1.1 Typy úloh v průběžných testech z let 2005 – 2017

V průběžných testech se objevovaly následující typy úloh:

- výpočet reakční entalpie při teplotě 25 °C ze slučovacích entalpií reagujících látek
- výpočet reakční entalpie při libovolné teplotě – aplikace Kirchhoffova zákona
- výpočet reakčního tepla získaného reakcí dané látky, jejíž množství je určené hmotností či objemem
- výpočet adiabatické teploty reakce

3.1.1.1 Zadání úloh

Úloha č. 1

U reakce $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2 \text{NO}(\text{g})$, vypočtete reakční teplo při teplotě 25 °C a 525 °C a normálním tlaku. K dispozici jsou tato data:

$$\Delta H_{\text{sl}}(\text{NO}) = 91,26 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ při teplotě } 298,15 \text{ K}, C_{\text{pm}}(\text{N}_2) = 27,32 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}, \\ C_{\text{pm}}(\text{O}_2) = 28,50 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}, C_{\text{pm}}(\text{NO}) = 27,38 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}.$$

Úloha č. 2

Jaké množství tepla získáme spálením (na $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$):

- a) jednoho molu CH_4 vzduchem při teplotě 25 °C,
- b) 1 m^3 CH_4 (měřeno při 15 °C a tlaku 101,3 kPa).

Data (ΔH_{sl} při 25 °C a tlaku 101,3 kPa): $\Delta H_{\text{sl}}(\text{CH}_4) = -74,60 \text{ kJ mol}^{-1}$,
 $\Delta H_{\text{sl}}(\text{CO}_2) = -393,51 \text{ kJ mol}^{-1}$, $\Delta H_{\text{sl}}(\text{H}_2\text{O}) = -241,81 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Úloha č. 3

Na základě dále uvedených dat pro reakci $2 \text{Al}(\text{s}) + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Fe}$ zjistěte:

- a) teplo, které získáme z 1 kg Al a příslušného množství Fe_2O_3
- b) zda se reakční entalpie s teplotou 1. zvyšuje, 2. snižuje, 3. nemění se
- c) adiabatickou teplotu reakce

Látka	M (g mol ⁻¹)	ΔH_{sl} (298 K) kJ mol ⁻¹	C_{pm} (J K ⁻¹ mol ⁻¹)
Al	27	0	25

Fe ₂ O ₃	160	- 825	132
Fe	56	0	26
Al ₂ O ₃	94	- 1 676	119

Úloha č. 4

Na základě dále uvedených dat pro reakci $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) = \text{SO}_3(\text{g})$ zjistěte:

- teplo, které získáme z 1000 m³ (měřeno při 20 °C a 100 kPa) směsi SO₂ a O₂ obsahující 66,6 mol% SO₂,
- zda se reakční entalpie s teplotou 1. zvyšuje, 2. snižuje, 3. nemění se,
- adiabatickou teplotu reakce.

Látka	M (g mol ⁻¹)	ΔH_{sl} (298 K) kJ mol ⁻¹	C_{pm} (J K ⁻¹ mol ⁻¹)
SO ₂	64	- 296,81	39,6
O ₂	32	0	31
SO ₃	80	- 395,80	45,6

Úloha č. 5

Na základě uvedených dat určete při teplotě 100 °C hodnotu standardní reakční entalpie reakce $3\text{CH}_4(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$.

Látka	ΔH_{sl} (298 K) kJ mol ⁻¹	C_{pm} (J K ⁻¹ mol ⁻¹)
C ₂ H ₅ OH (l)	- 276,1	133,9
CO ₂ (g)	- 393,5	39,1
CH ₄ (g)	- 74,6	37,3

Úloha č. 6

Vypočítejte teplotu plamene při hoření methanu. Spalování probíhá adiabaticky na oxid uhličitý a vodu, počáteční teplota je 25 °C. K dispozici máte následující data:

Látka	ΔH_{sl} (298,15 K) kJ mol ⁻¹	C_{pm} (J K ⁻¹ mol ⁻¹)
CH ₄ (g)	- 74,6	37,3
O ₂ (g)	0	30,5
CO ₂ (g)	- 393,5	39,1
H ₂ O (g)	- 241,8	33,0

Úloha č. 7

Na základě uvedených dat pro reakci $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ určete:

- standardní reakční entalpii při teplotě 200 °C
- teplo, které získáme z 1 m³ CH₄ při teplotě 200 °C a atmosférickém tlaku (předpokládejte ideální chování methanu)
- adiabatickou teplotu reakce ve °C, je-li počáteční teplota 25 °C

Látka	$\Delta H_{\text{sl}}(298,15 \text{ K}) \text{ kJ mol}^{-1}$	$C_{pm} (\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$
CH ₄ (g)	- 74,6	37,3
O ₂ (g)	0	30,5
CO ₂ (g)	- 393,5	39,1
H ₂ O(g)	- 241,8	33,0

3.1.1.2 Řešení úloh

Úloha č. 1 - řešení

$$\Delta_r C_{pm} = \sum_{\text{prod.}} \nu_i C_{pm} - \sum_{\text{vých.l.}} \nu_i C_{pm}$$

$$\Delta_r C_{pm} = 2 \cdot 27,38 - (28,50 + 27,32)$$

$$\Delta_r C_{pm} = - 1,06 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = 2 \cdot \Delta H_{\text{sl}}(\text{NO})$$

$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = 2 \cdot 91,26$$

$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = 182,52 \text{ kJ mol}^{-1} = 182\,520 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\Delta_r H_m(798,15 \text{ K}) = \Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) + \int_{T_1}^{T_2} \Delta_r C_{pm} dT$$

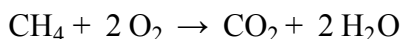
$$\Delta_r H_m(798,15 \text{ K}) = 182\,520 + (- 1,06) \cdot (798,15 - 298,15)$$

$$\Delta_r H_m(798,15 \text{ K}) = 181\,990 \text{ J mol}^{-1}$$

Reakční teplo reakce při teplotě 25 °C se rovná 182 520 J mol⁻¹ a při teplotě 525 °C se rovná 181 990 J mol⁻¹.

Úloha č. 2 - řešení

a)



$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = \sum_{\text{prod.}} v_i \Delta H_{\text{sl}} - \sum_{\text{vých.l.}} v_i \Delta H_{\text{sl}}$$

$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = [2 \cdot (-241,81) + (-393,51)] - [2 \cdot 0 + (-74,60)]$$

$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = -802,53 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Spálením jednoho molu CH_4 vzduchem při teplotě $25 \text{ }^\circ\text{C}$ získáme $802,53 \text{ kJ mol}^{-1}$ tepla.

b)

$$pV = nRT$$

$$n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{101,3 \cdot 1000}{8,314 \cdot 288,15}$$

$$n \text{ B} = 42,28 \text{ mol}$$

$$Q = n \cdot \Delta_r H_m$$

$$Q = 42,28 \cdot (-802,53)$$

$$Q = -33\,930,97 \text{ kJ}$$

Spálením 1 m^3 CH_4 získáme $33\,930,97 \text{ kJ}$ tepla.

Úloha č. 3 - řešení

a)

$$\Delta_r H_m(298 \text{ K}) = \sum_{\text{prod.}} v_i \Delta H_{\text{sl}} - \sum_{\text{vých.l.}} v_i \Delta H_{\text{sl}}$$

$$\Delta_r H_m(298 \text{ K}) = (-1\,676 + 2 \cdot 0) - [2 \cdot 0 + (-825)]$$

$$\Delta_r H_m(298 \text{ K}) = -851 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$n(\text{Al}) = \frac{m}{M}$$

$$n(\text{Al}) = \frac{1000}{23}$$

$$n(\text{Al}) = 43,48 \text{ mol}$$

$$2 \text{ mol Al} \dots \dots \dots \text{teplo} \dots 851 \text{ kJ}$$

$$43,48 \text{ mol Al} \dots \dots \dots x \text{ kJ}$$

$$x = \frac{851 \cdot 43,48}{2} = 18\,500,74 \text{ kJ}$$

Z 1 kg Al a příslušného množství Fe_2O_3 získáme 18 500,74 kJ tepla.

b)

$$\Delta_r C_{pm} = \sum_{\text{prod.}} \nu_i C_{pm} - \sum_{\text{vých.l.}} \nu_i C_{pm}$$

$$\Delta_r C_{pm} = (119 + 2 \cdot 26) - (2 \cdot 25 + 132)$$

$$\Delta_r C_{pm} = -11 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\Delta_r H_m(T_2) = \Delta_r H_m(T_1) + \int_{T_1}^{T_2} \Delta_r C_{pm} dT$$

$$\Delta_r H_m(T_2) = \Delta_r H_m(T_1) + (-11) \cdot (T_2 - T_1)$$

Reakční entalpie se s teplotou snižuje, protože $\Delta_r C_{pm} < 0$.

c)

$$Q = -\Delta_r H_m(298 \text{ K}) = 851 \text{ kJ} = 851\,000 \text{ J}$$

$$\Delta_{\text{prod}} C_{pm} = \sum_{\text{prod.}} \nu_i C_{pm}$$

$$\Delta_{\text{prod}} C_{pm} = 119 + 2 \cdot 26$$

$$\Delta_{\text{prod}} C_{pm} = 171 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$Q = \int_{T_1}^{T_{\text{ad}}} \Delta_{\text{prod}} C_{pm} dT$$

$$851\,000 = 171 \cdot (T_{\text{ad}} - 298)$$

$$T_{\text{ad}} = 5\,274,61 \text{ K}$$

Adiabatická teplota reakce je rovna 5 274,61 K.

Úloha č. 4 - řešení

a)

$$\Delta_r H_m(298 \text{ K}) = \sum_{\text{prod.}} \nu_i \Delta H_{\text{sl}} - \sum_{\text{vých.l.}} \nu_i \Delta H_{\text{sl}}$$

$$\Delta_r H_m(298 \text{ K}) = (-395,80) - [-296,81 + 1/2 \cdot 0]$$

$$\Delta_r H_m(298 \text{ K}) = -98,99 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$pV = nRT$$

$$n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{100 \cdot 1\,000\,000}{8,314 \cdot 293,15}$$

$$n = 41\,029,86 \text{ mol}$$

$$n(\text{SO}_2) = x(\text{SO}_2) \cdot n$$

$$n(\text{SO}_2) = 0,666 \cdot 41\,029,86$$

$$n(\text{SO}_2) = 27\,325,89 \text{ mol}$$

1 mol SO₂.....teplo...98,99 kJ

27 325,89 mol SO₂..... x kJ

$$x = \frac{98,99 \cdot 27\,325,89}{1} = 2\,704\,989,53 \text{ kJ}$$

Z 1000 m³ směsi SO₂ a O₂ obsahující 66,6 mol% SO₂ získáme 2 704 989,53 kJ tepla.

b)

$$\Delta_r C_{pm} = \sum_{\text{prod.}} \nu_i C_{pm} - \sum_{\text{vých.l.}} \nu_i C_{pm}$$

$$\Delta_r C_{pm} = 45,6 - (39,6 + 1/2 \cdot 31)$$

$$\Delta_r C_{pm} = -9,5 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\Delta_r H_m(T_2) = \Delta_r H_m(T_1) + \int_{T_1}^{T_2} \Delta_r C_{pm} dT$$

$$\Delta_r H_m(T_2) = \Delta_r H_m(T_1) + (-9,5) \cdot (T_2 - T_1)$$

Reakční entalpie se s teplotou snižuje, protože $\Delta_r C_{pm} < 0$.

c)

$$Q = - \Delta_r H_m(298 \text{ K}) = 98,99 \text{ kJ} = 98\,990 \text{ J}$$

$$\Delta_{\text{prod}} C_{pm} = 45,6 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$Q = \int_{T_1}^{T_{\text{ad}}} \Delta_{\text{prod}} C_{pm} dT$$

$$98\,990 = 45,6 \cdot (T_{\text{ad}} - 298)$$

$$T_{\text{ad}} = 2\,468,83 \text{ K}$$

Adiabatická teplota reakce se rovná 2 468,83 K.

Úloha č. 5 - řešení

$$\Delta_r H_m(298 \text{ K}) = \sum_{\text{prod.}} \nu_i \Delta H_{\text{sl}} - \sum_{\text{vých.l.}} \nu_i \Delta H_{\text{sl}}$$

$$\Delta_r H_m(298 \text{ K}) = 2 \cdot (-276,1) - [3 \cdot (-74,6) + (-393,5)]$$

$$\Delta_r H_m(298 \text{ K}) = 65,1 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_r C_{pm} = \sum_{\text{prod.}} \nu_i C_{pm} - \sum_{\text{vých.l.}} \nu_i C_{pm}$$

$$\Delta_r C_{pm} = 2 \cdot 133,9 - (3 \cdot 37,3 + 39,1)$$

$$\Delta_r C_{pm} = 116,8 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

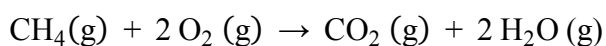
$$\Delta_r H_m(373,15 \text{ K}) = \Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) + \int_{T_1}^{T_2} \Delta_r C_{pm} dT$$

$$\Delta_r H_m(373,15 \text{ K}) = 65\,100 + 116,8 \cdot (373,15 - 298,15)$$

$$\Delta_r H_m(373,15 \text{ K}) = 73\,860 \text{ J mol}^{-1}$$

Při teplotě 100 °C je hodnota standardní reakční entalpie 73 860 J mol⁻¹.

Úloha č. 6 - řešení



$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = \sum_{\text{prod.}} v_i \Delta H_{sl} - \sum_{\text{vých.l.}} v_i \Delta H_{sl}$$

$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = [-393,5 + 2 \cdot (-241,8)] - [-74,6 + 2 \cdot 0]$$

$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = -802,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_{\text{prod}} C_{pm} = \sum_{\text{prod.}} v_i C_{pm}$$

$$\Delta_{\text{prod}} C_{pm} = 39,1 + 2 \cdot 33$$

$$\Delta_{\text{prod}} C_{pm} = 105,1 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$Q = \int_{T_1}^{T_{\text{ad}}} \Delta_{\text{prod}} C_{pm} dT$$

$$802\,500 = 105,1 \cdot (T_{\text{ad}} - 298,15)$$

$$T_{\text{ad}} \doteq 7\,934 \text{ K}$$

Teplota plamene při hoření methanu je rovna 7 934 K.

Úloha č. 7 - řešení

a)

$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = \sum_{\text{prod.}} v_i \Delta H_{sl} - \sum_{\text{vých.l.}} v_i \Delta H_{sl}$$

$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = [-393,5 + 2 \cdot (-241,8)] - [-74,6 + 2 \cdot 0]$$

$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = -802,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_r C_{pm} = \sum_{\text{prod.}} v_i C_{pm} - \sum_{\text{vých.l.}} v_i C_{pm}$$

$$\Delta_r C_{pm} = (39,1 + 2 \cdot 33,0) - (2 \cdot 30,5 + 37,3)$$

$$\Delta_r C_{pm} = 6,8 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\Delta_r H_m(473,15 \text{ K}) = \Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) + \int_{T_1}^{T_2} \Delta_r C_{pm} dT$$

$$\Delta_r H_m(473,15 \text{ K}) = -802\,500 + 6,8 \cdot (473,15 - 298,15)$$

$$\Delta_r H_m(473,15 \text{ K}) = -801\,310 \text{ J mol}^{-1}$$

Standardní reakční entalpii při teplotě 200 °C je rovna 801 310 J mol⁻¹.

b)

$$pV = nRT$$

$$n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{101,325 \cdot 1\,000}{8,314 \cdot 473,15}$$

$$n = 25,758 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol CH}_4 \dots\dots\dots - 801,31 \text{ kJ}$$

$$\underline{25,758 \text{ mol} \dots\dots\dots x \text{ kJ}}$$

$$x = \frac{-801,31 \cdot 25,758}{1} = -20\,640,14 \text{ kJ}$$

Z 1 m³ CH₄ při teplotě 200 °C a atmosférickém tlaku získáme 20 640,14 kJ tepla.

c)

$$\Delta_r C_{pm}(\text{prod}) = \sum_{\text{prod.}} \nu_i C_{pm}$$

$$\Delta_r C_{pm}(\text{prod}) = 39,1 + 2 \cdot 33$$

$$\Delta_r C_{pm}(\text{prod}) = 105,1 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$Q = \int_{T_1}^{T_2} \Delta_r C_{pm}(\text{prod}) dT$$

$$802\,500 = 105,1 \cdot (T_2 - 298,15)$$

$$T_2 \doteq 7\,934 \text{ K} \doteq 7\,666 \text{ °C}$$

Adiabatická teplota reakce je rovna 766 °C.

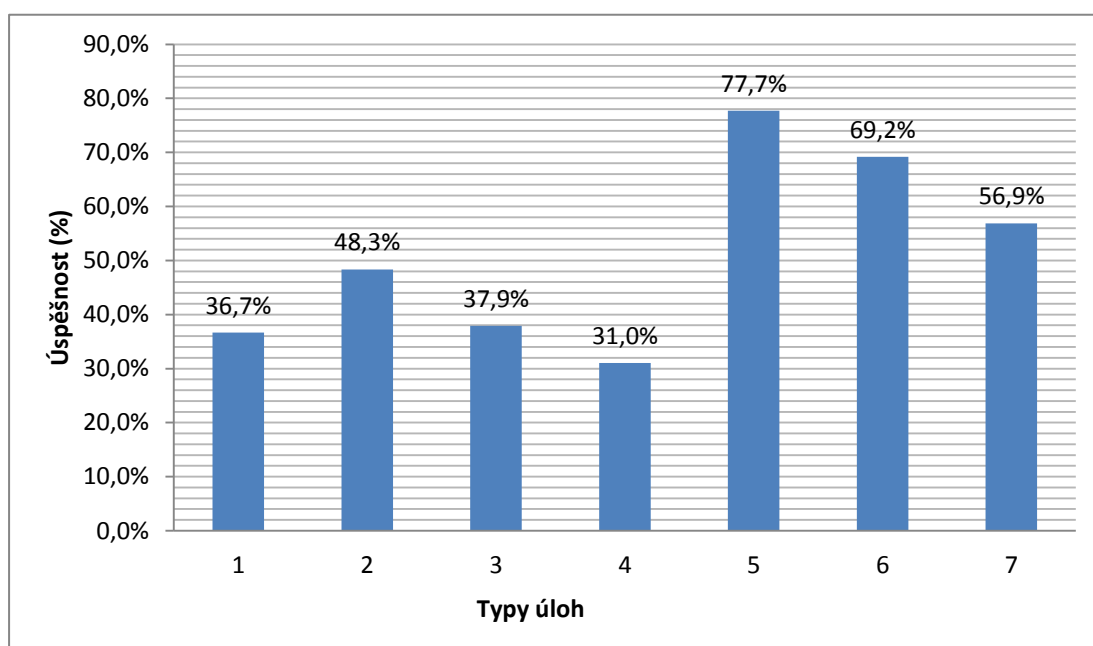
3.1.1.3 Úspěšnost řešení a nejčastější chyby

Jednotlivé úlohy se zaměřují na různé dovednosti a znalosti z oboru termochemie. Tabulka č. 5 obsahuje seznam nejdůležitějších dovedností, které jsou

potřeba k vyřešení úloh. Konkrétní dovednost je u jednotlivých úloh označena křížkem. Úspěšnost jednotlivých typů úloh je graficky zpracována v obr. 7.

Tabulka 5 **Přehled dovedností v jednotlivých úlohách**

Popis dovedností	Úloha č.						
	1	2	3	4	5	6	7
Výpočet molární tepelné kapacity	X		X	X	X	X	X
Výpočet reakčního tepla při teplotě 25 °C	X	X	X			X	
Výpočet reakčního tepla při libovolné teplotě	X		X	X	X		X
Výpočet tepla, které se uvolní reakcí daného množství reagujících látek		X	X	X			X
Výpočet reakční entalpie ze slučovacích entalpií	X	X	X	X	X	X	X
Výpočet adiabatické teploty reakce			X	X		X	X
Sestavení rovnice		X				X	



Obr. 7 **Úspěšnost jednotlivých úloh**
(zpracováno pomocí MS Excel)

V roce 2005 byly zařazeny do testu úlohy č. 1 a 2. Úlohu č. 1 splnili pouze dva studenti z 15 na 100 %. Čtyři studenti nedokázali úlohu vyřešit. Nejčastěji studenti chybovali ve vzorci pro výpočet reakčního tepla při teplotě 25 °C, bez tohoto údaje nemohli vypočítat zbytek úlohy. Naopak většina studentů dokázala

spočítat molární tepelnou kapacitu. V úloze č. 2 bylo pro další řešení nezbytné sestavit rovnici, což zvládli až na dvě výjimky všichni studenti. Nejvíce chyb se vyskytovalo v druhé části úlohy, kdy polovina studentů nepoužila stavovou rovnici ideálního plynu k výpočtu látkového množství. V úloze č. 1 uspěli studenti na 36,66 %, v úloze č. 2 na 48,33 %.

Úlohu č. 3 absolvovali studenti v letech 2017, 2015, 2012, 2009, 2007 a 2006 s úspěšností 37,88 %. Většina studentů nezískala více jak 50 % bodů. Studenti si dokázali poradit pouze v dílčích částech výpočtu. Správně byla vypočítána reakční entalpie ze slučovacích entalpií, látkové množství ve výpočtu tepla z reagujících látek nebo molární tepelné kapacity. Většina chyb byla v nesprávně zvoleném vzorci pro výpočet tepla z hodnot reagujících látek nebo ve výpočtu adiabatické teploty. Čtyři studenti udělali chyby z nepozornosti, jako například špatně napsané jednotky, nesprávně převedená teplota na stupně Celsia nebo chybně dosazené hodnoty do vzorce. Pouze jeden student z roku 2017 dokázal vyřešit úlohu na 100 %.

Nejméně úspěšní byli studenti při řešení úlohy č. 4 zařazené v roce 2006 a 2007. Studenti uspěli jen na 31,03 %. Pouze pět studentů dosáhlo bodového hodnocení 50-79 %. Nikdo ze studentů nedokázal úlohu vyřešit až k výslednému teplu z reagujících látek nebo adiabatické teplotě. Většina zvládla dílčí úkoly, jako výpočet reakční entalpie při 298 K ze slučovacích entalpií, výpočet celkového látkového množství směsi nebo výpočet molární tepelné kapacity. Problematiku změny entalpie s teplotou zdůvodnili dva studenti.

Nejúspěšnější byli studenti při řešení úlohy č. 5, která byla zařazena do testu v roce 2008, 2010 a 2013. Studenti uspěli na 77,69 %. Více jak polovina studentů zvládla výpočet úlohy bez chyby. Nejvíce chyb vznikalo z nepozornosti při špatném opisu zadání, ve znaménkách a nesprávném převedení teploty, to způsobilo chybné výsledky v mezivýpočtech a tedy i v konečném výsledku.

V letech 2008, 2010, 2011 a 2014 studenti, kteří absolvovali úlohu č. 6, uspěli na 39,2 %. Nejvíce chyb vznikalo při výpočtu molární tepelné kapacity, která měla být vypočtena pouze z hodnot produktů a ne výchozích látek, tak vznikaly chyby i v následujících výpočtech. Pět studentů dosáhlo bodového hodnocení v rozmezí 80 – 99 % bodů. Body ztráceli za chyby z nepozornosti např. špatný opis dat.

Úspěšnost při řešení úlohy č. 7, použité v roce 2016, byla 56,58 %. Dva studenti dokázali vyřešit tento typ úlohy na 100 %. Další dva studenti ztratili pouze

pár bodů kvůli chybnému zápisu jednotek nebo výsledku. Zbylí studenti se rozdělili na dvě poloviny. Čtyři studenti s bodovým hodnocením 50-79 % se zmýlili ve výpočtu adiabatické teploty – zejména chybným dosazením hodnot do vzorce a v nesprávném použití vzorce pro výpočet tepla. Méně jak 50 % bodů získali zbylí čtyři studenti, protože se nedokázali dopracovat ke konečnému výsledku a body byly uděleny pouze za dílčí výsledky.

3.2 Test a dotazník pro studenty chemie na FPE

Studentům oboru chemie na FPE ZČU byly v roce 2017 zadány testové úlohy^{4,7} z termochemie (viz příloha č. 1) spolu s dotazníkem (viz příloha č. 3). Celkem bylo osloveno 58 studentů, z toho 42 v bakalářském studijním programu Přírodovědná studia, obor Chemie se zaměřením na vzdělávání a 16 v navazujícím studijním programu, obor Učitelství chemie pro ZŠ. Pro dotazník byly zpracovány otázky tak, abych zjistila, jak si studenti s úlohami v testu poradili a jak úlohám porozuměli. Společně s testem a dotazníkem studenti obdrželi přehled teorie (viz příloha č. 4) s definicemi základních termochemických pojmů a vzorci potřebnými k vyřešení testových úloh. Celkem bylo navraceno a vyhodnoceno 17 dotazníků – 8 z prvního ročníku, 5 z druhého a 4 ze třetího ročníku bakalářského studia. Mohlo dojít ke srovnání jednotlivých ročníků, kdy studenti z prvního ročníku ještě danou látku neprobírali, studenti druhého ročníku daný kurz právě navštěvovali a studenti třetího ročníku by měli danou problematiku ovládat, protože již kurz fyzikální chemie absolvovali.

3.2.1 Vyhodnocení testu

S řešením příkladu č. 1 (vztah mezi slučovací a reakční teplem) si poradili studenti ze všech ročníků bez chyby.

Ani v příkladu č. 2 (výpočet standardní reakční entalpie při teplotě 25 °C na základě Hessova zákona) nevznikaly rozdíly mezi studenty ročníků v jeho řešení. Tři studenti ze třetího ročníku, čtyři studenti z druhého ročníku a čtyři z prvního ročníku vyřešili příklad bez chyby. Ostatní studenti si s příkladem nedokázali poradit nebo špatně dosadili reakční entalpie do výsledné rovnice, která odpovídala provedení reakcí 1, 3 a obrácené 2. rovnici ze zadání.

S příkladem č. 3 (výpočet standardní reakční entalpie při teplotě 25 °C ze slučovacích entalpií) měli největší problémy studenti z prvního ročníku. Chyby vznikaly při dosazení slučovacích entalpií do vzorce, kdy studenti obrátili pořadí produktů a výchozích látek. Dva studenti nedokázali příklad vyřešit vůbec. U studentů z ostatních ročníků zásadní chyby nebyly.

U příkladu č. 4 (výpočet reakční entalpie při libovolné teplotě – aplikace Kirchhoffova zákona) často chybovali studenti z prvního a druhého ročníku. Časté byly chyby z nepozornosti, kdy i přes správný vzorec a správné dosazení měli studenti špatný výsledek. Alespoň správně vypočítali molární tepelnou kapacitu. Někteří studenti si nedokázali s příkladem poradit vůbec. Vyřešit příklad dokázali studenti třetího ročníku, tři z prvního ročníku a pouze jeden student z druhého ročníku.

V příkladu č. 5 (výpočet reakční entalpie ze spalných entalpií včetně zápisu příslušné chemické reakce) studenti prvního ročníku chybovali špatným dosazením spalných entalpií produktů a výchozích látek. Dva studenti příklad vyřešili, z toho jeden chyboval ve znaménku. Studenti druhého ročníku nedokázali najít ani správný vzorec pro řešení příkladu. Výjimkou byli tři studenti, kteří řešení příkladu našli. Studenti třetího ročníku až na jednoho příklad vyřešili správně.

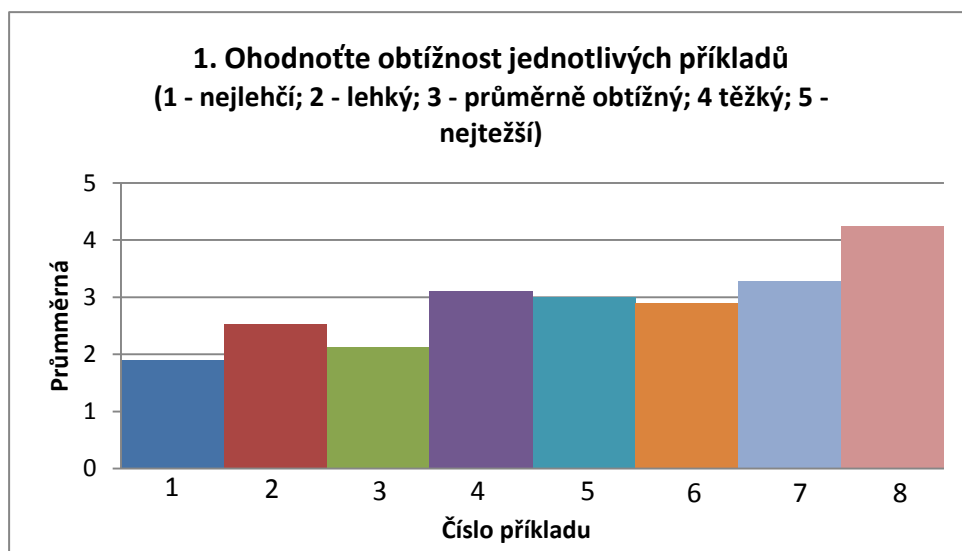
Příklad č. 6 (výpočet reakční entalpie ze spalných entalpií) byl nejtěžší pro první a druhý ročník, kde kromě dvou studentů z každého ročníku nenalezl nikdo správné řešení. Tři studenti z třetího ročníku vyřešili příklad bez chyby.

Příklad č. 7 (výpočet reakční entalpie, kombinace slučovacích a spalných entalpií) byl, podle výsledků, nejtěžší pro všechny studenty. Pouze jeden student z každého ročníku vyřešil příklad bez chyby. Pokud se studenti snažili nalézt správné řešení, chybovali ve špatném dosazování slučovacího tepla methanu, protože v zadání bylo uvedeno jeho spalné teplo. Slučovací teplo methanu se muselo nejprve vypočítat.

Příklad č. 8 (výpočet teoretické teploty plamene) vyřešila většina studentů a nevnikaly velké rozdíly mezi ročníky. Ke správnému řešení bylo zapotřebí sestavit rovnici dané reakce, bez níž 4 studenti nemohli příklad vyřešit. Řešení zadaných testových úloh viz příloha č. 2.

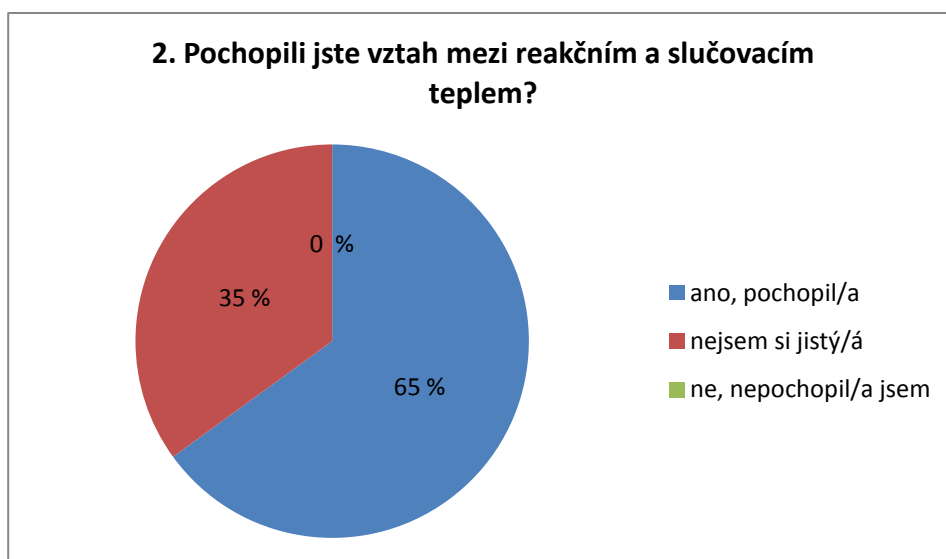
3.2.2 Vyhodnocení dotazníku

V první položce dotazníku měli studenti ohodnotit obtížnost jednotlivých příkladů známkou od jedné do pěti. Znamka jedna označovala nejlehčí příklad a číslo pět nejobtížnější. Příklad č. 1., 2. a 3. byli ohodnoceny průměrnou známkou 2 (viz obr. 8). Hodnocení studentů jednotlivých ročníků se u těchto příkladů příliš nelišilo. Pouze studenti druhého ročníku ohodnotili druhý příklad průměrnou známkou tři. Poslední příklad považovali studenti za nejobtížnější a ohodnotili ho známkou 4. Ostatní příklady získali v hodnocení průměrnou známku 3. Studenti prvního ročníku považovali za nejobtížnější příklad č. 7 a 8. Podle přidělených známek byl pro studenty druhého ročníku nejnáročnější příklad č. 8. Na rozdíl od ostatních považovali studenti třetího ročníku nejobtížnější příklad č. 6.

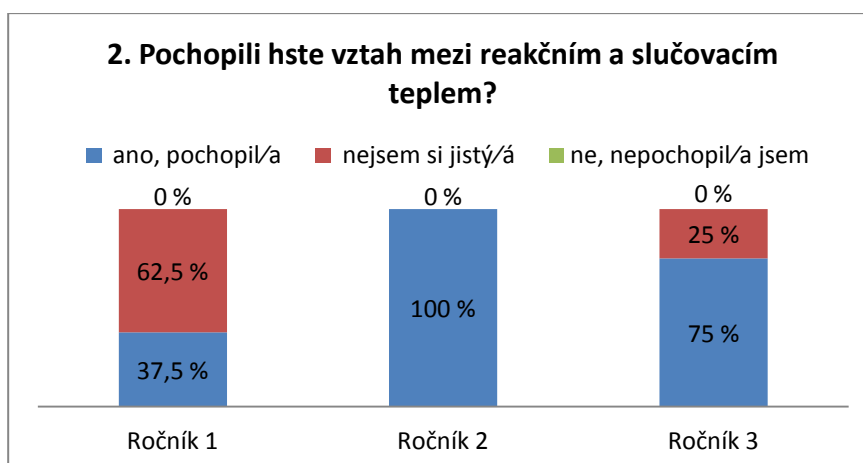


Obr. 8 **Průměrné hodnocení příkladů**
(zpracováno pomocí MS Excel)

V druhé položce dotazníku měli studenti odpovědět na otázku, zda pochopili vztah mezi reakčním a slučovacím teplem. Kladně odpovědělo 11 studentů (65 %), zbylých 6 studentů (35 %) volilo odpověď „nejsem si jistý/á“, variantu „ne, nepochopil/a“ nezvolil nikdo (viz obr. 9). Z druhého ročníku tomuto vztahu porozuměli všichni studenti. Z prvního ročníku pochopili příklad tři studenti. Šest studentů označilo variantu, že si nejsou jistí vztahem reakčního a slučovacího tepla (viz obr. 10).



Obr. 9 **Celkové hodnocení položky 2**
(zpracováno pomocí MS Excel)



Obr. 10 **Položka č. 2 – porovnání odpovědí mezi ročníky**
(zpracováno pomocí MS Excel)

Na třetí otázku, zda je možné vypočítat standardní reakční entalpii ze slučovacích entalpií, odpověděli všichni studenti správně, tedy že je to možné. Pouze jeden student z prvního ročníku odpověděl, že je to možné, ale neví jak tento problém vypočítat.

K řešení příkladu č. 2 byl využit Hessův zákon. Správnou odpověď na čtvrtou otázku dotazníku, jaký zákon lze využít v příkladu č. 2, a) Kirchhoffův, b) žádný, c) Hessův, vybralo 12 studentů (70,6 %). Jeden student z prvního ročníku označil odpověď Kirchhoffův zákon. Dva studenti z druhého a jeden student ze třetího ročníku si mysleli, že žádný zákon použít nebyl.

Na pátou otázku z dotazníku, jakou operaci provádíte při přepočtu stupňů Celsia na Kelvinovu stupnici, odpověděli všichni studenti bez rozdílu ročníku správně – přičítáme 273,15.

Šestá otázka se týkala příkladu č. 8 z testových úloh, který studenti označili jako nejtěžší. Největší problém dělalo většině studentů (70,6 %) sestavit rovnici, bez které nemohli příklad vyřešit. Čtyři studenti z prvního (23,5 %) se potýkali s hledáním správného vzorce. Pouze jeden student z druhého ročníku označil možnost, že s příkladem neměl žádný problém a také příklad vyřešil bez chyby.

Na sedmou otázku z dotazníku, jaká je slučovací entalpie prvků, odpověděli špatně dva studenti z prvního ročníku (12,8 %), kteří si mysleli, že standardní slučovací entalpie prvků je uvedena v tabulkách. Správnou odpověď, že je rovna nule, označil zbytek studentů (87,2 %).

Standardní reakční entalpii lze vypočítat ze standardních spalných entalpií, pokud odečteme produkty od výchozích látek. Správnou odpověď na 8. otázku dotazníku uvedlo 13 studentů (76,5 %). Tři studenti z prvního ročníku (17,6 %) zvolili variantu b), což odpovídá možnosti výpočtu reakční entalpie ze standardních slučovacích entalpií. Jeden student z prvního ročníku volil variantu c), což znamená, že by všechny hodnoty sečetl.

3.3 Učebnice chemie pro ZŠ a SŠ

Učebnice chemie pro základní školy nezahrnují kapitoly věnované termochemii a ani tento pojem nezmiňují. V učebnici Základy chemie 1⁸ jsou žáci seznámeni pouze s pojmy exotermická a endotermická reakce v kapitole Proč a jak probíhají chemické reakce?. Druhý díl této učebnice⁹ vysvětluje pojmy exotermická a endotermická reakce na příkladech. Kapitola Teplo a chemická reakce zahrnuje definici molárního tepla reakce, vysvětluje, jakých nabývá hodnot a jak závisí na stavu reagujících a vznikajících látek. Na příkladu je popsána termochemická rovnice a rovněž stavy látek v rovnici. Další uvedený příklad vysvětluje hodnotu molárního tepla exotermické reakce a reakce s opačným průběhem. Je třeba podotknout, že autoři této učebnice označili toto učivo za náročnější, které je určeno především žákům nižších ročníků víceletých gymnázií.

Učebnice Chemie: úvod do obecné a anorganické chemie¹⁰ vysvětluje reakci exotermickou a endotermickou, text je doplněn příklady. Učebnice Chemie: úvod do obecné a organické chemie, biochemie a dalších chemických oborů¹¹ a učebnice Chemie pro základní školy a víceletá gymnázia¹² neobsahuje žádnou zmínku z oboru termochemie.

Učebnice pro střední školy se tématu termochemie věnují více. Studenti používající učebnici Chemie pro čtyřletá gymnázia¹³ se s termochemií seznámí na devíti stranách v kapitole 6. Chemická termodynamika, v podkapitole 6.1 Termochemie. Na začátku kapitoly je vysvětleno, co pojem termochemie znamená a rozdíl mezi exotermickou a endotermickou reakcí. Dále je popsán izobarický děj a entalpie. Na příkladu je vysvětlena změna entalpie vztažené na předem dohodnutý stav – standardní stav. Rozsáhlá definice reakčního tepla je doplněna o vzorovou rovnici. Změnu entalpie v průběhu exotermní a endotermní reakce znázorňují dva přehledné grafy. Učebnice popisuje I. termochemický zákon – Laplaceův-Lavoisierův a II. termochemický zákon – Hessův. Zákony jsou vysvětleny definicí, na příkladu s rovnicí a obohaceny o grafické znázornění. Součástí jsou i konkrétní početní příklady s řešením. Kapitola je ukončena pojmy standardní slučovací teplo a standardní spalné teplo. Pro lepší představu jsou uvedeny v tabulkách některé sloučeniny a jejich spalná a slučovací tepla. Výpočet slučovacího i spalného tepla je popsán krok za krokem a ukázán na příkladu s řešením. Celá kapitola je logicky uspořádána a stručně ale jasně popsána. Na okrajích stránek jsou odkazy na důležité pojmy a ty jsou v textu tučně zvýrazněny. Za kapitolou jsou zařazeny otázky a úkoly k danému tématu, jejichž řešení se nachází na konci celé učebnice.

Autoři učebnice Chemie pro střední školy 1a¹⁴ vysvětlují v kapitole Energie chemické reakce pojmy endotermická a exotermická reakce v jednom odstavci, který je doplněný o dva grafy se znázorněním těchto reakcí. V kapitole Kvantitativní zhodnocení chemických reakcí je popsáno reakční teplo a podrobně vysvětleno, jak se reakční teplo vypočítá. Učebnice je doplněna obrázky a otázkami z dané kapitoly. Text má zvýrazněné důležité části a významné pojmy.

Poměrně stručně je popsána termochemie v učebnici Chemie pro střední školy¹⁵, která zahrnuje pojmy exotermická a endotermická reakce, termochemická rovnice, reakční teplo a termochemické zákony. Všechny pojmy jsou pro lepší

představitivost vysvětlovány hlavně na příkladech. Učebnice je doplněna pokusy, které jsou odlišeny kurzívou a pro lepší orientaci v textu jsou na okrajích zvýrazněny jednotlivé pojmy.

Obsáhle je popsána termochemie v učebnici Fyzikální chemie¹⁶ od Pavla Kloudy, kde je kapitola 3.5 Termochemie rozepsána na pěti stranách. Učebnice popisuje typy reakcí a definuje reakční teplo. Dále popisuje reakční entalpii a její změny při standardním stavu. Formulace termochemických zákonů doplňují příklady reakcí včetně uvedených tepel. Podkapitola Standardní entalpie chemických změn zahrnuje vysvětlení výpočtu reakční entalpie ze slučovacích a spalných tepel společně s jejich definicí. Následuje část popisující Kirchhoffův zákon, který doplňuje schéma pro lepší vysvětlení. Část, popisující výpočet reakční entalpie z vazebných entalpií, vysvětluje vazebnou disociační entalpii a způsob využití pro příklady. Poslední podkapitola Entalpie fyzikálních změn uvádí stručný výčet entalpií při skupenských změnách a rozpouštění a zředování. Poslední strana kapitoly obsahuje úkoly a příklady na dané téma, jejichž výsledky jsou uvedeny na konci učebnice. Celá kapitola je doplněna o příklady, které jsou součástí textu a rovnice s uvedenými reakčními tepley. Pro přehlednost jsou základní pojmy tučně zvýrazněny a obecné vztahy napsány v šedých rámečcích.

Učebnice Chemie 1 v kostce¹⁷ kapitolu Termochemie začíná popisem exotermické a endotermické reakce a definicí reakčního tepla. Vysvětlení termochemických zákonů je doprovázeno názornými rovnicemi a schématy. Výpočty reakčního tepla ze spalných a slučovacích tepel jsou popsány rovnicí a vysvětleny pomocí grafů. Od ostatních učebnic obsahuje navíc matematickou formulaci druhého termochemického zákona pro vratný a nevratný děj a definici vratného adiabatického děje.

Učebnice Odmaturuj! z chemie¹⁸ se od ostatních učebnic neliší. Obsahuje definice základních pojmů, jako jsou reakční teplo, endotermická a exotermická reakce, termochemické zákony a výpočty reakčního tepla ze slučovacích a spalných tepel. Na konci kapitoly jsou zařazeny názorné příklady, jak reakční teplo vypočítat. Na okraji stránky je sloupec s poznámkami, kde jsou zapsány doplňující informace k textu a zajímavosti.

3.4 Vybrané typy úloh vhodné pro výuku na SŠ

Pro základní školy nemá smysl uvažovat o zařazení úloh z termochemie. Jak bylo zmíněno výše, většina učebnic pro ZŠ se touto problematikou nezabývá vůbec nebo pouze okrajově jako rozšiřující učivo.

V učebnicích pro SŠ je na začátku kapitol o termochemii vysvětlen rozdíl mezi exotermickou a endotermickou reakcí. Proto by studenti měli být schopni podle hodnoty reakčního tepla rozhodnout, o jakou reakci se jedná.

Například: Reakční teplo dané chemické reakce je $-82,4 \text{ kJ mol}^{-1}$. Jedná se o reakci exotermickou?¹⁹

Pro zvládnutí problematiky termochemie je důležité pochopit základní pojem reakční teplo. Vhodný příklad k vysvětlení tohoto pojmu je výpočet ze slučovacích tepel reagujících látek.

Například: Vypočítejte reakční teplo reakce
 $\text{CaC}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$, data: $\Delta H_{\text{m,sl}}(\text{CaC}_2) = 62,7 \text{ kJ mol}^{-1}$,
 $\Delta H_{\text{m,sl}}(\text{H}_2\text{O}) = -285,1 \text{ kJ mol}^{-1}$, $\Delta H_{\text{m,sl}}[\text{Ca}(\text{OH})_2] = -986,2 \text{ kJ mol}^{-1}$,
 $\Delta H_{\text{m,sl}}(\text{C}_2\text{H}_2) = 226,7 \text{ kJ mol}^{-1}$.²⁰

Na stejném principu lze vypočítat reakční teplo i z hodnot spalných tepel reakce.

Například: Vypočítejte reakční teplo reakce $\text{CH}_3\text{OCH}_3(\text{l}) \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})$ z dat:

$\Delta_{\text{spal}}H_{\text{m}}(\text{CH}_3\text{OCH}_3(\text{l})) = -1454 \text{ kJ mol}^{-1}$, $\Delta_{\text{spal}}H_{\text{m}}(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})) = -1402 \text{ kJ mol}^{-1}$.²⁰

Studenti by měli být také schopni využít základních termochemických zákonů, aby se dopracovali ke správnému výsledku. Druhý termochemický zákon lze využít k výpočtu reakčního tepla z jiných rovnic.

Například: Vypočítejte reakční teplo reakce $\text{SnCl}_2(\text{l}) + \text{Cl}_2(\text{g}) = \text{SnCl}_4(\text{l})$ z následujících údajů:



Náročnější úlohou pro středoškoláky je výpočet reakčního tepla pro konkrétní množství reagujících látek. V takovém případě se v zadání úlohy objeví hmotnost, látkové množství nebo objem některé z látek.

Například: Určete, kolik se uvolní tepla při vzniku 18 g oxidu uhličitého, pokud se při vzniku 1 molu oxidu uhličitého uvolní 855,8 kJ tepla.¹⁹

3.5 Diskuze

3.5.1 Test a dotazník pro studenty chemie na FPE

Cílem bakalářské práce bylo připravit testové úlohy a ověřit znalosti studentů. Test byl rozdán mezi studenty všech ročníků, a proto mohlo dojít k porovnání výsledků mezi ročníky. Studenti třetího ročníku si podle očekávání většinou poradili s příklady nejlépe. Studenti prvního ročníku byli na podobné úrovni jako studenti druhého ročníku, kteří se problematikou termochemie právě zabývali v rámci kurzu fyzikální chemie a měli by si s příklady poradit lépe. První ročník si vedl dobře s ohledem na to, že se s danou látkou ještě neseznámili.

Společně s testovými úlohami byl studentům rozdán i dotazník, který na testové úlohy navazoval. Nejvíce špatných odpovědí se objevovalo u studentů z prvního ročníku, u kterých se to předpokládalo, protože ještě neabsolvovali kurz fyzikální chemie.

Odpovědi na otázku týkající se hodnocení náročnosti jednotlivých testových úloh odpovídaly sestavení celého testu. Studenti označili první úlohu za nejléhčí a poslední za nejtěžší, přesně tak byl test konstruován. První testovou úlohu vyřešili všichni studenti správně, přesto se v dotazníku objevili odpovědi, že si nejsou jisti, jak má vztah mezi slučovací a reakčním teplem vypadat. Na otázku č. 3. a 4. z dotazníku odpověděla většina studentů správně, ale přesto se v odpovídajících testových úlohách vyskytly chyby. Může to znamenat, že studenti nerozumí tomu, co počítají. Stejná situace nastala i v případě převodů stupňů Celsia na Kelvin, kdy všichni odpověděli správně a přesto se objevily chyby v úlohách. V osmé testové úloze, označené studenty za nejtěžší, měli studenti největší problém se sestavením rovnice, což byl nejdůležitější krok pro dosažení správného výsledku. Potvrdily to výsledky úlohy i odpovědi z dotazníku. Skutečnost, že standardní slučovací entalpie prvků jsou rovny nule, zná více jak polovina studentů. Nejčastější chybou

v testových úlohách bylo nesprávné dosazení do vztahu pro výpočet reakčního tepla ze slučovací nebo spalné entalpie. To nekoresponduje s výsledky z dotazníku, kde většina studentů odpověděla správně, že při výpočtu reakční entalpie ze spalných entalpií odečítáme produkty od výchozích látek. Tento rozpor lze vysvětlit nepozorností při čtení zadání úlohy a následném výpočtu.

3.5.2 Průběžné testy z termochemie

Práce byla rozšířena o srovnání výsledků studentů chemie FPE z průběžných testů z let 2005 až 2017 a o srovnání jednotlivých použitých typů úloh v těchto letech. Úspěšnost jednotlivých ročníků je uvedena v tabulce 4 a úspěšnost jednotlivých typů úloh v obr 7.

Nejúspěšnějšími ročníky byli 2013, 2014 a 2008, což odpovídá nejúspěšnějším typům příkladů č. 7, 6 a 9. Stejně tak nejméně úspěšné varianty typů příkladů 3 a 5 použity v letech 2009 a 2006. Z výsledků ročníků nelze říci, zdali se studenti rok od roku zlepšují nebo zhoršují, až na malé výjimky jsou výsledky na průměrné konstantní úrovni. Úspěšné typy příkladů si byli vzájemně podobné a příklady se řešili podobným postupem. Úspěšnost by byla vyšší, kdyby byli studenti pozornější a vyvarovali by se zbytečných chyb při převodu jednotek, dosazování do vzorce nebo opisování zadaných hodnot.

3.5.3 Učebnice chemie pro ZŠ a SŠ

Při studování učebnic pro střední školy mě nejvíce zaujaly učebnice Chemie pro čtyřletá gymnázia 1 díl¹³ od A. Marečka a J. Honzy a Fyzikální chemie¹⁶ od P. Kloudy. Obě učebnice jsou přehledně napsané a poměrně obsáhlé. Pojmy jsou jasně vysvětleny a zvýrazněny. Učebnice jsou doplněny o rovnice a příklady, které umožňují lepší pochopení dané látky. Úkoly a testové příklady napomáhají procvičit prostudovanou teorii. Neváhala bych učebnice sama použít při studiu SŠ nebo je doporučit ostatním.

Většina učebnic pro ZŠ neseznamuje žáky s pojmem termochemie, a proto nemělo smysl se tímto směrem více ubírat.

4 Závěr

V bakalářské práci jsem popsala problematiku termochemie, konkrétně jsem se zabývala pojmy reakční teplo, standardní slučovací a spalná entalpie a seznámila jsem se podrobně s termochemickými zákony.

Pro praktickou část práce jsem vypracovala testové úlohy a dotazník, které jsem následně vyhodnotila. Práci jsem rozšířila o rozbor testů z termochemie použitých v kurzu fyzikální chemie za léta 2005 až 2017. Porovнала jsem úspěšnost jednotlivých ročníků a zároveň jsem porovнала jednotlivé typy úloh. V průběhu psaní bakalářské práce jsem si sama vyzkoušela řešit testové úlohy. Na závěr jsem popsala a shrnula kapitoly věnované termochemie z nejčastěji používaných učebnic chemie pro střední školy a sestavila příklady vhodné pro využití ve výuce.

Práce by se dala využít jako pomůcka pro učitele chemie při tvorbě testových úloh na středních školách.

Resumé

This bachelor thesis is focused on thermochemistry issues. The enthalpy and how to calculate the enthalpy are described in this work. In the theoretical part are described standard enthalpy of formation and enthalpy of combustion. Briefly, the rules of thermochemistry such as Lavoisier and Laplace's law, Hess' law, and Kirchhoffs' law are described as well. The practical part is dedicated to the comparison of students' results. Students were participants of the Physical Chemistry course at the Faculty of Education, the University of West Bohemia in Pilsen. The evaluation of the students' test tasks and questionnaires is included in this thesis as well. Finally, in this work selected chemistry textbooks for secondary school and high school containing thermochemistry chapters are listed.

Key words: thermochemistry, enthalpy, rules of thermochemistry, thermochemistry calculations

Seznam použité literatury a zdrojů informací

1. MALIJEVSKÝ, Anatol et al. *Breviář z fyzikální chemie*. 1. vyd. Praha: Vysoká škola chemicko-technologická. 2000. 280 s. ISBN 80-7080-403-3
2. Ústav fyzikální chemie [online]. 2006 [cit. 28.11.2016]. Dostupné z: <http://ufch.vscht.cz/files/uzel/0013874/FCH4Bc.view.pdf?redirected>
3. NOVÁK, Josef a kol. *Fyzikální chemie. I.* 1. vyd. Praha: Vydavatelství VŠCHT. 1999. 229 s. ISBN 80-7080-360-6
4. ŠÍPEK, Milan. *Sbírka příkladů z chemie*. 1. vyd. Praha: Státní nakladatelství technické literatury. 1974. 296 s. ISBN 04-605-74
5. Termochemické veličiny látek [online]. [cit. 9.4.2017]. Dostupné z: <https://old.vscht.cz/fch/prikladnik/prikladnik/tab/termod.html>
6. VACÍK, Jiří. *Obecná chemie*. Vydání druhé. Praha: Přírodovědecká fakulta UK. 2017. 284 s. ISBN 978-80-7444-050-2
7. Ústav fyzikální chemie [online]. 2006 [cit. 28.11.2016]. Dostupné z: <http://ufch.vscht.cz/files/uzel/0013874/sbirka-bakal.pdf>
8. BENEŠ, Pavel. *Základy chemie 1 pro 2 stupeň základní školy, nižší ročníky víceletých gymnázií a střední školy*. Praha: Fortuna. 1993. 144 s. ISBN 80-7168-043-5
9. BENEŠ, Pavel. *Základy chemie 2 pro 2 stupeň základní školy, nižší ročníky víceletých gymnázií a střední školy*. Praha: Fortuna. 1995. 96 s. ISBN 80-7168-205-5
10. MACH, Josef, PLUCKOVÁ, Irena, ŠIBOŘ, Jiří. *Chemie: úvod do obecné a anorganické chemie*. Šesté vydání. Brno: Nová škola. 2017. 112 s. ISBN 978-80-7289-922-7
11. ŠIBOŘ, Jiří, PLUCKOVÁ, Irena, MACH, Josef. *Chemie: úvod do obecné a organické chemie, biochemie a dalších chemických oborů*. Páté vydání. Brno: Nová škola. 2017. 132 s. ISBN 978-80-7289-940-1
12. ŠKODA, Jiří, DOULIK, Pavel. *Chemie 8 pro základní školy a víceletá gymnázia*. 1 vydání. Plzeň: Fraus. 2006. 136 s. ISBN 80-7238-442-2
13. MAREČEK, Aleš, HONZA, Jaroslav. *Chemie pro čtyřletá gymnázia 1 díl*. První vydání. Brno: vl. nakl. 1995. 200 s. ISBN 80-900066-6-3

14. EISNER, Werner. *Chemie pro střední školy 1a*. Praha: Scientia. 1996. ISBN 80-7183-043-7
15. BANÝR, Jiří, BENEŠ, Pavel, kolektiv. *Chemie pro střední školy*. 1 vydání. Praha: SPN. 1995. 160 s. ISBN 80-85937-11-5
16. KLOUDA, Pavel. *Fyzikální chemie*. 2 vydání. Ostrava: Pavel Klouda. 2002. 140 s. ISBN 80-86369-06-4
17. KOTLÍK, Bohumír, RŮŽIČKOVÁ, Květoslava. *Chemie 1 v kostce*. 1 vydání. Havlíčkův Brod: Fragment. 1996. 119 s. ISBN 80-7200-056-X
18. BENEŠOVÁ, Marika, SATRAPOVÁ, Hana. *Odmaturuj! z chemie*. Brno: Didaktis. 2002. 208s. ISBN 80-86285-56-1
19. MALENOVSKÁ, Tereza. Termochemie: reakční teplo. *Chemické výpočetní příklady* [online]. 2014 [cit. 22.6.2020]. Dostupné z: https://is.muni.cz/do/sci/UChem/um/gen_priklady/zaklady_termochemie.html
20. BOJKOVSKÝ, Martin. Termochemie. *Termodynamika* [online]. 2017 [cit. 22.6.2020]. Dostupné z: http://www.studiumchemie.wz.cz/soubory/Martin_Bojkovsky/diplomka_www/termochemie.html

Seznam obrázků

Obr. 1	Odvození Kirchoffova zákona.....	12
Obr. 2	Celková úspěšnost studentů v letech 2005 – 2017	18
Obr. 3	Počty studentů a jejich bodový zisk v letech s nejvyšší průměrnou úspěšností	19
Obr. 4	Počty studentů a jejich bodový zisk v letech s průměrnou úspěšností vyšší než 50 %.....	20
Obr. 5	Počty studentů a jejich bodový zisk v letech s průměrnou úspěšností nižší než 50 %.....	21
Obr. 6	Počty studentů a jejich bodový zisk v letech s nejnižší úspěšností	21
Obr. 7	Úspěšnost jednotlivých úloh.....	31
Obr. 8	Průměrné hodnocení příkladů.....	35
Obr. 9	Celkové hodnocení položky 2.....	36
Obr. 10	Položka č. 2 – porovnání odpovědí mezi ročníky.....	36

Seznam tabulek

Tabulka 1	Standardní slučovací entalpie vybraných látek ⁵	9
Tabulka 2	Molární tepelné kapacity vybraných látek ⁵	13
Tabulka 3	Počet studentů zapsaných v jednotlivých letech	17
Tabulka 4	Výsledky testů z termochemie v letech 2005 – 2017	17
Tabulka 5	Přehled dovedností v jednotlivých úlohách.....	31

Seznam příloh

Příloha 1 TESTOVÉ ÚLOHY – zadání

Příloha 2 TESTOVÉ ÚLOHY – řešení

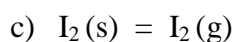
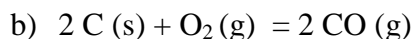
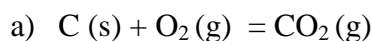
Příloha 3 DOTAZNÍK

**Příloha 4 PŘEHLED DŮLEŽITÝCH POJMŮ A VZTAHŮ
Z TERMOCHMIE**

Příloha 1 TESTOVÉ ÚLOHY – zadání

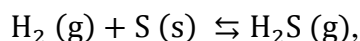
Příklad č. 1

Označte u každé reakce vztah mezi reakčním a slučovacím teplem. Předpokládejte, že reakce probíhají při 25 °C a za tlaku 101,32 kPa.

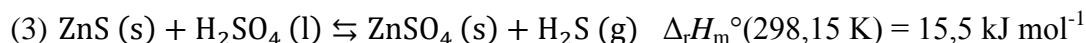
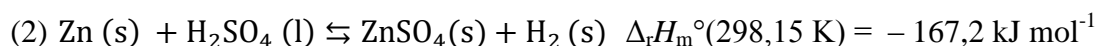


Příklad č. 2

Vypočítejte standardní reakční entalpii při 25 °C pro reakci

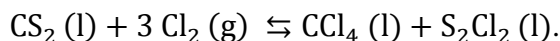


znáte-li standardní reakční entalpie těchto reakcí

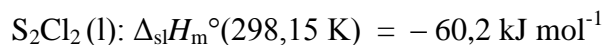
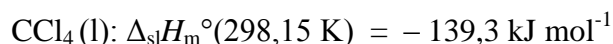
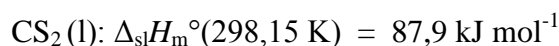


Příklad č. 3

Výrobu chloridu uhličitého lze vyjádřit rovnicí:

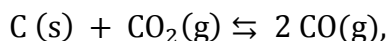


Vypočítejte hodnotu standardní reakční entalpie pro tuto reakci při 25 °C, jsou-li dány:



Příklad č. 4

Vypočítejte standardní reakční entalpii reakce



kteřá proběhla při teplotě 525 °C. Standardní reakční entalpie této reakce za konstantního tlaku při 25 °C je 172,464 kJ mol⁻¹. Při výpočtu předpokládejte, že molární tepelné kapacity nezávisí na teplotě:

$$C_{pm}(\text{C, s}) = 21 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1},$$

$$C_{pm}(\text{CO}_2, \text{g}) = 44,5 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1},$$

$$C_{pm}(\text{CO}, \text{g}) = 29,8 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}.$$

Příklad č. 5

Vypočítejte standardní reakční entalpii hydrogenace etylenu na ethan při 298,15 K.

$$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}): \Delta_{\text{spal}}H_m^\circ(298,15 \text{ K}) = -1410,97 \text{ kJ mol}^{-1}$$

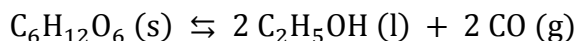
$$\text{H}_2(\text{g}): \Delta_{\text{spal}}H_m^\circ(298,15 \text{ K}) = -285,84 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}): \Delta_{\text{spal}}H_m^\circ(298,15 \text{ K}) = -1559,88 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Spalováním vzniká $\text{CO}_2(\text{g})$ a $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

Příklad č. 6

Vypočítejte standardní entalpii fermentační reakce, která probíhá při teplotě 25 °C



$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}): \Delta_{\text{spal}}H_m^\circ(298,15 \text{ K}) = -2815,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}): \Delta_{\text{spal}}H_m^\circ(298,15 \text{ K}) = -1366,7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Příklad č. 7

Vypočítejte standardní reakční entalpii při 298,15 K pro reakci



jsou-li dána tato data:

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}): \Delta_{\text{sl}}H_m^\circ(298,15 \text{ K}) = -277,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\text{CO}_2(\text{g}): \Delta_{\text{sl}}H_m^\circ(298,15 \text{ K}) = -393,3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\text{H}_2\text{O}(\text{l}): \Delta_{\text{sl}}H_m^\circ(298,15 \text{ K}) = -285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\text{CH}_4(\text{g}): \Delta_{\text{spal}}H_m^\circ(298,15 \text{ K}) = -890,4 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ za vzniku } \text{CO}_2(\text{g}) \text{ a } \text{H}_2\text{O}(\text{l}).$$

Příklad č. 8

Vypočítejte teplotu plamene, dosaženou při spalování ethanu dvojnásobným množstvím vzduchu (uvažujte složení 80 mol. % N_2 a 20 mol.% O_2). Počáteční teplota plynu je 298 K a spalování probíhá adiabaticky za vzniku oxidu uhličitého a vodní páry. K dispozici jsou pouze data uvedená v tabulce:

	$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\text{N}_2(\text{g})$	$\text{O}_2(\text{g})$
$\Delta_{\text{sl}}H_m^\circ(298,15\text{K})$ kJ mol^{-1}	-84,52	-393,7	-241,94	0	0

C_{pm} $\text{J mol}^{-1} \text{K}^{-1}$		60	39,8	34,8	33,7
---	--	----	------	------	------

Příloha 2 TESTOVÉ ÚLOHY – řešení

Řešení příkladu č. 1

$$a) \Delta_r H_m = \Delta_{sl} H_m(\text{CO}_2)$$

Slučovací teplo CO_2 je rovno reakční entalpii.

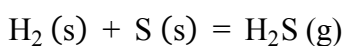
$$b) \Delta_r H_m / 2 = \Delta_{sl} H_m(\text{CO})$$

Slučovací teplo CO je dvakrát větší než reakční entalpie.

$$c) \Delta_r H_m = \Delta_{sl} H_m(\text{I}_2)$$

Slučovací teplo I_2 je rovno reakční entalpii.

Řešení příkladu č. 2



$$\Delta_r H_m^\circ(298,15\text{K}) = (\Delta_r H_m^\circ(1) + \Delta_r H_m^\circ(3)) - \Delta_r H_m^\circ(2) = (-202,9 + 15,5) - (-167,2)$$

$$\Delta_r H_m(298,15\text{K}) = -20,2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Standardní reakční entalpii při 25°C je rovna $20,2 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Řešení příkladu č. 3

$$\Delta_r H_m = \sum_{\text{prod.}} v_i \Delta H_{sl} - \sum_{\text{vých.l.}} v_i \Delta H_{sl} = (-139,3 + (-60,2)) - 87,9$$

$$\Delta_r H_m = -287,4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Hodnota standardní reakční entalpie při 25°C je $287,4 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Řešení příkladu č. 4

$$\Delta C_{pm} = \sum_{\text{prod.}} v_i C_{pm} - \sum_{\text{vých.l.}} v_i C_{pm} = 2 \cdot 29,8 - 21 - 44,5$$

$$\Delta C_{pm} = -5,9 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\Delta_r H_m(298,15\text{K}) = 172,464 \text{ kJ mol}^{-1} = 172\,464 \text{ J mol}^{-1}$$

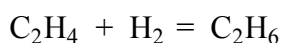
$$\Delta_r H_m(798,15 \text{ K}) = \Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) + \int_{T_1}^{T_2} \Delta C_{pm} dT$$

$$\Delta_r H_m(798,15 \text{ K}) = 172464 + (-5,9) \cdot (798,15 - 298,15)$$

$$\Delta_r H_m(798,15 \text{ K}) = 169\,514 \text{ J mol}^{-1}$$

Standardní reakční entalpie, proběhla při teplotě 525°C, je rovna 169 514 J mol⁻¹.

Řešení příkladu č. 5



$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = \sum_{\text{vých. l.}} v_i \Delta H_{\text{spal}} - \sum_{\text{prod.}} v_i \Delta H_{\text{spal}}$$

$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = -1\,410,97 + (-285,84) - (-1\,559,88)$$

$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = -136,93 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Standardní reakční entalpie hydrogenace etylenu na ethan při 298,15K se rovná 136,93 kJ mol⁻¹.

Řešení příkladu č. 6

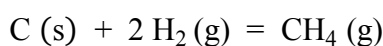
$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = \sum_{\text{vých. l.}} v_i \Delta H_{\text{spal}} - \sum_{\text{prod.}} v_i \Delta H_{\text{spal}}$$

$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = -2\,815,8 - 2 \cdot (-1\,366,7)$$

$$\Delta_r H_m(298,15 \text{ K}) = -82,4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Standardní entalpie fermentační reakce, která probíhá při teplotě 25°C, je rovna 82,4 kJ mol⁻¹.

Řešení příkladu č. 7



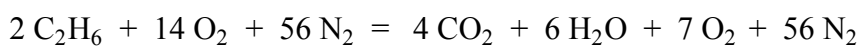
$$\Delta_{\text{sl}} H_m(\text{CH}_4) = 890,4 - 393,3 - 285,8 \cdot 2 = -74,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_r H_m = \sum_{\text{prod.}} v_i \Delta H_{\text{sl}} - \sum_{\text{vých. l.}} v_i \Delta H_{\text{sl}} = -277,6 \cdot 2 - 3 \cdot (-74,5) + (-393,3)$$

$$\Delta_r H_m = 61,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Reakční entalpie při 298,15 K se rovná $61,6 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Řešení příkladu č. 8



$$\Delta_r H_m = \sum_{\text{prod.}} \nu_i \Delta H_{\text{sl}} - \sum_{\text{vých.l.}} \nu_i \Delta H_{\text{sl}}$$

$$\Delta_r H_m = 4 \cdot (-393,7) + 6 \cdot (-241,94) + 7 \cdot 0 + 56 \cdot 0 - 2 \cdot (-84,52) - 14 \cdot 0 - 56 \cdot 0$$

$$\Delta_r H_m = - 2 857,22 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$Q = - \Delta_r H_m = 2 857,22 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$Q = \int_{T_1}^{T_2} \Delta C_{pm}(\text{prod}) dT$$

$$T_2 = 1 370,73 \text{ K}$$

Teplota plamene dosažená při spalování ethanu dvojnásobným množstvím vzduchu se rovná 1 370,73 K.

Příloha 3 DOTAZNÍK

1) Ohodnořte obtížnost jednotlivých příkladů, zvolenou variantu zakroužkujte
(1 – nejlehčí; 2 – lehký; 3 – průměrně obtížný; 4 – těžký; 5 – nejtěžší):

- Příklad č. 1 1 – 2 – 3 – 4 – 5
- Příklad č. 2 1 – 2 – 3 – 4 – 5
- Příklad č. 3 1 – 2 – 3 – 4 – 5
- Příklad č. 4 1 – 2 – 3 – 4 – 5
- Příklad č. 5 1 – 2 – 3 – 4 – 5
- Příklad č. 6 1 – 2 – 3 – 4 – 5
- Příklad č. 7 1 – 2 – 3 – 4 – 5
- Příklad č. 8 1 – 2 – 3 – 4 – 5

2) Pochopili jste vztah mezi reakčním a slučovacím teplem? (odpověď zakroužkujte)

- a) ano, pochopil/a b) nejsem si jistý/á c) ne, nepochopil/a jsem

3) Je možné vypočítat standardní reakční entalpii ze slučovacích entalpií?

- a) ano, je to možné b) ano, ale nevím jak c) ne, není to možné

4) Jaký zákon lze využít v příkladu č. 2?

- a) Kirchhoffův zákon b) žádný c) Hessův zákon

5) Jakou operaci provádíte při přepočtu stupních Celsia na Kelvinovu stupnici?

- a) odečítám 273,15 b) přičítám 273,15 c) žádnou, rovnají se

6) Co vám dělalo v příkladu č. 8 největší problém?

- a) sestavit rovnici b) najít správný vzorec c) neměl jsem problém

7) Standardní slučovací entalpie prvků je:

- a) rovna jedné b) rovna nule c) uvedená v tabulkách

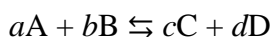
8) Standardní reakční entalpii lze vypočítat ze standardních spalných entalpií pokud:

- a) od výchozích látek odečteme produkty
b) od produktů odečteme výchozí látky
c) všechny hodnoty sečteme

Příloha 4 PŘEHLED DŮLEŽITÝCH POJMŮ A VZTAHŮ Z TERMOCHMIE

- **Reakční teplo**

- teplo, které si systém vymění s okolím, aby za konstantní teploty zreagovalo a molů látky A s b moly látky B za vzniku c molů látky C a d molů látky D podle rovnice



- **Standardní reakční entalpie $\Delta_r H_m^\circ$**

- reakční teplo chemické reakce, která probíhá za dané konstantní teploty a standardního tlaku ($p^{\text{st}} = 101,325 \text{ kPa}$)

- **Standardní slučovací entalpie $\Delta_{\text{sl}} H_m^\circ$**

- je rovna standardní reakční entalpii slučovací reakce (reakce, při které vzniká 1 mol dané látky z prvků)

- **Standardní spalná entalpie $\Delta_{\text{spal}} H_m^\circ$**

- je rovna standardní reakční entalpie spalné reakce (reakce, při které reaguje 1 mol dané látky s kyslíkem za vzniku předem definovaných produktů)

- **Hessův zákon**

- jestliže lze reakci R vyjádřit lineární kombinací reakcí R_1, R_2, R_3, \dots , pak standardní reakční entalpie reakce R je stejnou lineární kombinací standardních reakčních entalpií reakcí R_1, R_2, R_3, \dots

- **Kirchhoffův zákon**

- vyjadřuje závislost standardní reakční entalpie na teplotě

$$\Delta_r H_m^\circ(T_2) = \Delta_r H_m^\circ(T_1) + \int_{T_1}^{T_2} \Delta_r C_{pm} dT$$

- **Molární tepelná kapacita C_{pm}**

- říká, jaké množství tepla je třeba ke zvýšení teploty 1 molu látky o 1K

$$\Delta_r C_{pm} = \sum_{\text{prod.}} \nu_i C_{pm,i}$$

- **Výpočet standardní reakční entalpie**

- standardní reakční entalpie se rovná součtu standardních spalných entalpií výchozích látek zmenšených o součet standardních spalných entalpií produktů

$$\Delta_r H_m^\circ = \sum_{\text{vých.l.}} \nu_i \Delta_{\text{spal.}} H_{mi}^\circ - \sum_{\text{prod.}} \nu_i \Delta_{\text{spal.}} H_{mi}^\circ$$

- standardní reakční entalpii získáme, když od součtu standardních slučovacích entalpií produktů odečteme součet standardních slučovacích entalpií výchozích látek

$$\Delta_r H_m^\circ = \sum_{\text{prod.}} \nu_i \Delta_{\text{sl.}} H_{mi}^\circ - \sum_{\text{vých.l.}} \nu_i \Delta_{\text{sl.}} H_{mi}^\circ$$

Pozor! Slučovací či spalnou entalpii dané látky je třeba vždy vynásobit příslušným stechiometrickým koeficientem.

- **Adiabatická teplota reakce** (teoretická teplota plamene)
 - teplota, na kterou se **ohřejí produkty** teplem uvolněným při chemické reakci za adiabatických podmínek (nedochází k výměně tepla)