

CHEMICKÁ OLYMPIÁDA

55. ročník, školský rok 2018/2019

Kategória C

Domáce kolo

TEORETICKÉ ÚLOHY

ÚLOHY Z ANORGANICKEJ, VŠEOBECNEJ A ORGANICKEJ CHÉMIE

Chemická olympiáda – kategória C – 55. ročník – školský rok 2018/2019

Domáce kolo

Anna Drozdíková, Jarmila Kmeťová, Michal Vrabec

Maximálne 60 bodov

Úvod

V príprave na chemickú olympiádu v kategórii C sa treba v tomto školskom roku zamerať na tieto oblasti: Základné charakteristiky chemických látok (hmotnosť, relatívna atómová resp. molekulová hmotnosť, molárna hmotnosť). Základy názvoslovia anorganických a organických zlúčenín. Výpočty z chemických vzorcov. Štruktúra atómov a iónov. Chemické reakcie a chemické rovnice. Alkalické kovy. Termochémia. Názvoslovie, vlastnosti, použitie a základné reakcie prípravy halogénderivátov.

Úloha 1 (25,5 b)

Väčšina chemických premien je spojená so zmenou energie. Vo všeobecnosti je možné určiť hodnoty týchto zmien, aj keď nie je možné stanoviť absolútnu hodnotu energie pred premenou a po nej. Oblasť chémie, ktorá sa zaoberá objasnením priebehu chemických premien, teda reakcií, z energetického hľadiska sa nazýva **termodynamika** chemických reakcií. Okrem energetických zmien chemických reakcií skúma aj energetické zmeny fyzikálnych dejov. Taktiež rovnováhu, ktorú tieto deje za určitých podmienok dosiahnu.

Každej látkovej sústave je možné za určitých podmienok (teplota, tlak a objem sústavy) priradiť určitú zásobnú energiu, ktorá sa nazýva **vnútorná energia U** . Je to sumárne energia všetkých atómových jadier, elektrónov, väzbovej energie molekúl, energie rôznych typov molekulových pohybov (rotačný, vibračný, translačný) či energie vzájomného pôsobenia častíc a pod. Ako vyplýva z vyššie uvedeného textu, je prakticky nemožné stanoviť celkovú hodnotu vnútornej energie nejakej sústavy. Pomerne jednoduché je však zistiť zmenu vnútornej energie, ak sústava prechádza z istého začiatočného stavu do nejakého konečného stavu. Hovoríme vtedy o zmene vnútornej energie ΔU . Vnútorná energia sústavy sa môže meniť výmenou energie s okolím dvojakým spôsobom: vo forme tepla a vo forme práce. Teplo je forma prenosu

energie v dôsledku teplotného rozdielu medzi sústavou a okolím. Práca je forma energie v dôsledku zmien vonkajších parametrov sústavy, najčastejšie objemu sústavy (tzv. objemová práca). Ak prebieha nejaký dej pri konštantnom tlaku a predpokladá sa, že sa koná len objemová práca (konvenciou dané záporné znamienko, ak sústava koná prácu), zmenu vnútornej energie možno vyjadriť vzťahom:

$$\Delta U = Q_p + W = Q_p + (-p\Delta V)$$

Q_p – teplo

W – objemová práca

p – tlak

ΔV – zmena objemu

Mnohé chemické reakcie prebiehajú v otvorených sústavách, a teda pri konštantnom (atmosférickom) tlaku, a vykonávaná práca je prevažne objemovou prácou. Z tohto dôvodu bola zavedená ďalšia stavová veličina – **entalpia H** , vyjadruje sa v $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Jej zmena je všeobecne definovaná vzťahom:

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V$$

Porovnaním vyššie uvedených vzťahov $\Delta H = Q_p$, zmena entalpie pri chemickej zmene pri konštantnom tlaku je daná príslušným reakčným teplom.

Časť termodynamiky, ktorá sa zaoberá zmenami entalpie ΔH chemických reakcií (ale aj zmenami entalpií pri fyzikálnych dejoch) sa nazýva **termochémia**.

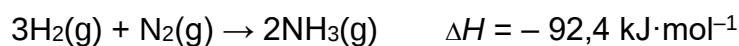
- 1.1 Hodnoty entalpie závisia od podmienok, za ktorých chemická reakcia prebieha. Aby bolo možné kvantitatívne porovnávať hodnoty reakčných entalpií jednotlivých chemických dejov bolo nutné zaviesť tzv. štandardné podmienky. Napíšte tieto podmienky určujúce štandardný stav, pre ktoré sú uvádzané hodnoty štandardných entalpií a ďalších termodynamických veličín.
- 1.2 Štandardné reakčné teplo udávajúce zmenu entalpie pri štandardných podmienkach sa označuje symbolom
- 1.3 Chemické reakcie, pri ktorých sa teplo:
 - a) uvoľňuje, nazývame a hodnota ΔH je ako nula,
 - b) spotrebúva, nazývame a hodnota ΔH je ako nula.
- 1.4 Roztried'te procesy na exotermické a endotermické
neutralizácia, horenie sviečky, topenie ľadu, odparovanie vody, pečenie chleba, tuhnutie malty, rozklad peroxidu vodíka, nabíjanie batérie, dýchanie, hasenie vápna, tvorba fosílnych palív

<i>Exotermické procesy</i>	<i>Endotermické procesy</i>

- 1.5 Zápis termochemickej rovnice obsahuje údaj hodnoty zmeny entalpie, ktorý sa pripíše za stechiometrickú rovnicu a vzťahuje sa na také látkové množstvo, aké je udané v uvažovanej rovnici. Navyše termochemická rovnica obsahuje údaje o skupenskom stave reagujúcich látok. Pri kryštalických látkach sa podľa potreby uvádza aj modifikácia.

Napíšte termochemickú rovnicu:

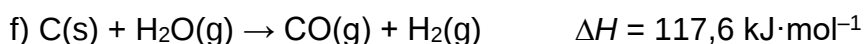
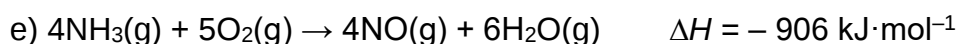
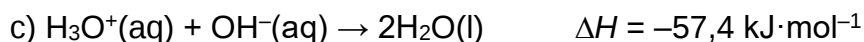
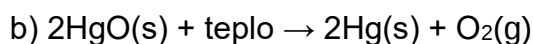
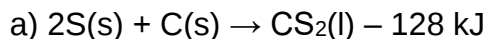
- reakcie, pri ktorej z jedného mólu kyseliny octovej a dvoch mólov kyslíka vzniknú dva móly oxidu uhličitého a dva móly vody a uvoľní sa 872,1 kJ tepla,
 - endotermickej reakcie oxidu uhličitého s vodíkom za vzniku oxidu uhoľnatého a vodnej pary, hodnota štandardnej entalpie je 39,1 kJ·mol⁻¹,
 - exotermickej reakcie vodíka s jedným móлом kyslíka za vzniku vody, hodnota štandardnej entalpie je 571,9 kJ·mol⁻¹,
 - exotermickej reakcie vodíka s kyslíkom za vzniku jedného mólu vody.
- 1.6 Z poznatku, že reakčné teplo určitej chemickej reakcie, teda zmena entalpie, je daná rozdielom entalpie produktov a reaktantov, je zrejmé, že hodnoty zmien entalpie priamej a spätnej reakcie sú číselne rovnaké, líšia sa len znamienkom. Tento poznatok je **prvý termochemický zákon**, ktorý v roku 1780 formulovali A. L. Lavoisier a P. S. Laplace.
- Určite hodnotu zmeny entalpie rozkladu oxidu sírového na oxid siričitý a kyslík, ak pri vzniku oxidu sírového oxidáciou oxidu siričitého sa uvoľnilo 196 kJ tepla.
 - Na základe termochemickej rovnice:



vypočítajte zmenu entalpie rozkladu 1 mólu plynného amoniaku.

- c) Chemickou reakciou 0,504 g vodíka s kyslíkom sa uvoľnilo pri štandardných podmienkach 71,51 kJ tepla. Vypočítajte štandardnú entalpiu tejto chemickej reakcie.

1.7 Roztried'te termochemické rovnice na exotermické a endotermické:



1.8 Vyberte správne tvrdenia o termochemickej rovnici:



- a) energia produktov je menšia ako energia reaktantov,
b) reakcia je endotermická,
c) hodnotu zmeny entalpie možno v termochemickej rovnici zapísať ako pripočítanú hodnotu k reaktantom,
d) pri vzniku 1 mólu železa sa uvoľní 115,95kJ energie

1.9 **Druhý termochemický zákon** (G. H. Hess, 1840) hovorí, že veľkosť reakčnej entalpie závisí len od začiatočného a konečného stavu, a nie od spôsobu, akým sa chemická reakcia dostane zo začiatočného stavu do konečného.

- a) Vypočítajte štandardnú reakčnú entalpiu reakcie cínu s chlórrom za vzniku chloridu ciničitého, ak sú známe štandardné reakčné entalpie termochemických rovníc:



- b) Vypočítajte štandardnú reakčnú entalpiu vzniku oxidu uhoľnatého, ktorú nie je možné priamo zmerať, ak poznáte štandardné entalpie reakcií:

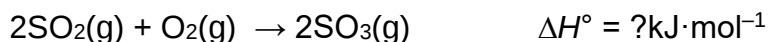


- c) Na základe štandardných entalpií reakcií:





vypočítajte štandardnú entalpiu reakcie:



- 1.10 Zmeny entalpie (reakčné teplá) sa bližšie označujú podľa typu chemického deja, ktorého tzv. tepelné zafarbenie udávajú. Podľa toho rozlišujeme napríklad zlučovaciú (tvornú), spaľovaciú, neutralizačnú a hydratačnú entalpiu.

Štandardná zlučovacia entalpia ΔH°_f je množstvo tepla, ktoré sa uvoľní alebo spotrebuje pri vzniku 1 mólu zlúčeniny priamym zlučovaním z prvkov za štandardných podmienok. Hodnoty ΔH°_f prvkov sú rovné nule.

Štandardná spaľovacia entalpia ΔH°_{sp} je množstvo tepla, ktoré sa uvoľní alebo spotrebuje pri spálení 1 mólu zlúčeniny alebo prvku v kyslíku.

V informačných zdrojoch vyhľadajte vzťahy pre výpočet:

- štandardnej reakčnej entalpie pre ľubovoľnú reakciu pomocou štandardných zlučovacích entalpií,
- štandardnej reakčnej entalpie pre ľubovoľnú reakciu pomocou štandardných spaľovacích entalpií.

Úloha 2 (14,5 b)

Alkalické kovy

Nachádzajú sa v prvej skupine periodickej sústavy prvkov a elektrónová konfigurácia ich valenčnej vrstvy je ns^1 . Majú veľké atómové polomery, sú mäkké, majú nízku teplotu topenia a malú hustotu. Vyznačujú sa dobrou tepelnou a elektrickou vodivosťou. Sú silné redukovadlá. Sú veľmi reaktívne, s vodou reagujú búrlivo až výbušne. Ich zlúčeniny typicky sfarbujú plameň. Pre svoju vysokú reaktívnosť sa prvky vyskytujú v prírode len v zlúčeninách. Väčšina solí alkalických kovov je rozpustná vo vode. Ich hlavným zdrojom je morská voda, soľné jazerá, minerálne vody a soľné ložiská. Odtiaľ sa tiež získavajú. Tieto rozpustené minerály sa tiež nachádzajú v oblastiach, kde predtým bolo more, ale pri vrásnení sa postupne more vysušilo a minerály vykryštalizovali. Preto sa najmä v strednej Európe v okolí Salzburgu vyskytujú veľká podzemné náleziská kamennej soli. Majú široké uplatnenie vo farmaceutickom priemysle, potravinárskom priemysle a v neposlednom rade ich používame aj v laboratóriách zameraných na analytickú chémiu. Toto sú však len základné

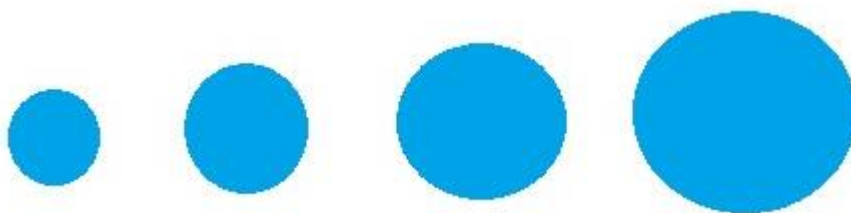
informácie. Skúsme vyriešiť teraz niekoľko úloh, v ktorých sa dozvieme viac informácií o alkalických kovoch.

2.1 Vypočítajte percentuálne zastúpenie prvkov v zlúčenine KBr.

$$A_r(\text{K}) = 39,0983$$

$$A_r(\text{Br}) = 79,904$$

2.2 Priradte správnu veľkosť atómového polomeru k prvým 4 alkalickým kovom.



2.3 Doplnite k farbe správny prvok, ktorého kation farbí plameň príslušnou farbou.
(Cs, Li, Rb, K, Na)



2.4 K alkalickým kovom Li, Na, K, Rb, Cs, Fr napíšte elektrónovú konfiguráciu s použitím elektrónovej konfigurácie najbližšieho vzácneho plynu.

2.5 Napíšte rovnice nasledujúcich reakcií (k prvkom v rovnici zapíšte aj skupenské stavy reaktantov a produktov):

a) draslík horí v atmosfére plynného chlóru,

b) lítium reaguje s vodou,

c) čerstvý povrch kovového sodíka je vystavený pôsobeniu plynného kyslíka,

d) sodík reaguje s roztavenou sírou

Úloha 3 (20 b)

Organické zlúčeniny sú veľká skupina látok, ktoré sú zložené prevažne z uhlíka a vodíka. Z ďalších prvkov sa v nich nachádzajú halogény, dusík, síra, kyslík a v menšej miere aj ďalšie prvky. V nasledujúcich úlohách sa budeme venovať halogénderivátom, čiže organickým zlúčeninám, ktoré obsahujú okrem uhlíka a vodíka

v molekule atóm fluóru, chlóru, brómu alebo jódu. Tieto prvky menia vlastnosti látok a majú široké využitie v priemysle, ale tiež v bežnom živote.

3.1 Podľa nasledujúcich údajov určte skupenstvo daných látok za normálnych podmienok:

	Teplota topenia [°C]	Teplota varu [°C]
chloroform	-63,5	61,2
chlórbenzén	-45	132
chlórmetán	-93	-24
1-chlórnaftalén	< 0	262,7

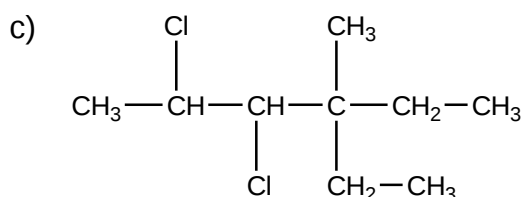
3.2 Napíšte aspoň dva typy reakcií, pri ktorých vznikajú halogénderiváty. Ku každej uveďte jeden príklad.

3.3 Napíšte všetky teoreticky možné chlórderiváty odvodené od etánu.

3.4 Napíšte názvy zlúčenín:

a) CHBr_3

b) $\text{CH}_2=\text{CHF}$



3.5 Na čo sa používa vinylchlorid?

3.6 Prečo sa používali halogénderiváty nižších uhľovodíkov v chladiarenských systémoch? Vysvetlite prečo sa už dnes nemôžu používať?

3.7 Ako sa dá dokázať prítomnosť halogénu v organickej zlúčenine?

3.8 Mnoho halogénderivátov pri úplnej oxidácii zhorí na oxid uhličitý, vodu a halogénovodík. Vypočítajte:

a) objem oxidu uhličitého, ktorý vznikne pri zhorení 1 mólu chlórmetánu za dostatku kyslíka a za normálnych podmienok,

b) objem halogenovodíka, ktorý vznikne pri zhorení 1 dm³ monochlóretánu za normálnych podmienok.

Odporúčaná literatúra

1. G. I. Brown: Úvod do anorganické chemie, 1. vyd., SNTL, Praha, 1982, s. 13 – 35, 44 – 46, 56 – 61, 92 – 101.
2. J. Gažo a kol.: Všeobecná a anorganická chémia, 3. vyd., Alfa, Bratislava, 1981, s. 30 – 38, 41 – 80, 93 – 102, 135 – 141, 192 – 223.
3. J. Heger, I. Hnát, M. Putala: Názvoslovie organických zlúčenín. 1. vyd., SPN, Bratislava, 2004, s. 9 – 10, 28 – 44, 58 – 63, 74 – 77.
4. J. Kandráč, A. Sirota: Výpočty v stredoškolskej chémii, 2. vyd., SPN, Bratislava, 1995, s. 13 – 53, 95 – 155, 222 – 241.
5. J. Kmeťová a kol.: Chémia pre 1. ročník gymnázia so štvorročným štúdiom a 5. ročník gymnázia s osemročným štúdiom, 1. vyd., EXPOL PEDAGOGIKA, Bratislava, 2010, s. 23 – 114, 125 – 137, 153 – 167.
6. G. Ondrejovič a kol.: Anorganická chémia, Alfa, Bratislava, 1993, s. 11 – 21, 84 – 85.
7. M. Prokša, J. Tatiersky, A. Drozdíková: Anorganická chémia, 1. vyd., SPN, Bratislava, 2009, s. 8 – 10.
8. J. Reguli, M. Linkešová, J. Slanicay: Pôvod názvov chemických prvkov, 1. vyd., FCHPT STU, Bratislava, 2001. s. 3 – 25.
9. P. Silný, M. Prokša: Chemické reakcie a ich zákonitosti, 1. vyd., SPN, Bratislava, 2006, s. 9 – 36, 50 – 64, 83 – 101.
10. A. Sirota, E. Adamkovič: Názvoslovie anorganických látok, 1. vyd., SPN, Bratislava, 2003, s. 15 – 17, 23 – 94.
11. J. Vacík a kol.: Chémia pre 1. ročník gymnázií, 5. vyd., SPN, Bratislava, 1994, s. 10 – 58, 90 – 113.
12. H. Vicenová, M. Ganajová: Chémia pre 9. ročník základnej školy a 4. ročník gymnázia s osemročným štúdiom, 1. vyd., EXPOL PEDAGOGIKA, Bratislava, 2012, s. 8 – 39, 88 – 90, 93.

Autori: PaedDr. Anna Drozdíková, PhD. (vedúca autorského kolektívu), doc. RNDr. Jarmila Kmeťová, PhD., Mgr. Michal Vrabec

Recenzenti: PaedDr. Dana Kucharová, PhD., doc. RNDr. Vladimír Zeleňák, PhD.

Redakčná úprava: PaedDr. Anna Drozdíková, PhD.

Slovenská komisia Chemickej olympiády

Vydal: IUVENTA – Slovenský inštitút mládeže, Bratislava 2018

Kritéria výberu žiakov za chémiu do súťažných družstiev na EUSO

EUSO - European Union Science Olympiad je medzinárodná súťaž organizovaná pre trojčlenné družstvá žiakov vo veku do 16 rokov z odborností chémie, fyzika a biológia. Každá krajina môže vyslať maximálne dve družstvá. Súťažné úlohy, zamerané na uvedené oblasti, majú prevažne experimentálny charakter.

Slovensko sa zúčastňuje na súťaži s dvomi súťažnými družstvami. Z toho vyplýva, že v slovenských družstvách sú dvaja žiaci – "chemici". Keďže na Slovensku sa neorganizuje žiadna osobitná súťaž EUSO, výber žiakov za chémiu sa robí na základe výsledkov dosiahnutých v roku konania EUSO v celoštátnom kole a krajskom kole kat.

A a
v predchádzajúcom roku v krajskom kole kategórie B a C a na Letnej škole chemikov. Kritériá pri výbere žiakov na EUSO za chémiu sú uvedené v poradí podľa ich významnosti a sú nasledovné:

1. Vyhovujúci vek
2. Umiestnenie v celoštátnom kole kategórie A v roku konania EUSO,
3. Umiestnenie v krajskom kole kategórie A v roku konania EUSO,
4. Umiestnenie v krajskom kole kategórie B v predchádzajúcom roku,
5. Umiestnenie v krajskom kole kategórie C v predchádzajúcom roku,
6. Umiestnenie na Letnej škole chemikov v kategórii B v predchádzajúcom roku,
7. Umiestnenie na Letnej škole chemikov v kategórii C v predchádzajúcom roku.