

CHEMICKÁ OLYMPIÁDA

56. ročník, školský rok 2019/2020

Kategória C

Domáce kolo

TEORETICKÉ ÚLOHY

ÚLOHY Z ANORGANICKEJ, VŠEOBECNEJ A ORGANICKEJ CHÉMIE

Chemická olympiáda – kategória C – 56. ročník – školský rok 2019/2020

Domáce kolo

Anna Drozdíková, Jarmila Kmet'ová, Slávka Saladiová

Maximálne 60 bodov

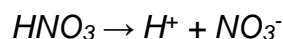
Úvod

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 názvoslovía anorganických a organických zlúčenín. Výpočty z chemických vzorcov. Štruktúra atómov a iónov. Chemické reakcie a chemické rovnice. Protolytické reakcie. Zápis chemických reakcií v iónovom tvare. Acidobázické indikátory. Chemické výpočty. Výpočty pH roztokov silných protolytov. Kyslík a jeho zlúčeniny. Názvoslovie, vlastnosti, použitie a základné reakcie prípravy alkoholov.

Úloha 1 (20 b)

Kyseliny a zásady patria k najbežnejším chemickým látkam a reakcie medzi nimi k najrozšírenejším chemickým reakciám v anorganickej chémii. Preto je pochopiteľné, že sa chemici usilovali nájsť výstižné, vedecky podložené koncepcie kyselín a zásad, z ktorých sa v chémii najširšie uplatnili najmä Arrheniova, Brönstedova a Lewisova teória.

V zmysle **Arrheniovej teórie** je považovaná za **kyselinu** taká zlúčenina, ktorá sa vo vodnom roztoku ionizuje za vzniku vodíkových katiónov:



Sú to teda látky, ktoré vo vodnom roztoku odštiepujú vodíkové katióny.

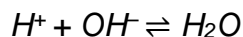
Zlúčeniny, ktoré sa ionizujú za vzniku hydroxidových aniónov:



nazval Arrhenius **zásady**.

Pri zmiešaní roztokov kyselín a zásad sa zlučujú vodíkové katióny a hydroxidové anióny za vzniku veľmi málo ionizovanej vody. V tomto deji spočíva podstata **neutralizačnej reakcie kyseliny so zásadou**. Produkt, ktorý obsahuje katión zásady a anión kyseliny a v tuhom skupenstve vytvára iónovú kryštálovú

štruktúru, sa nazýva **sol'**. Na základe poznatkov z termochémie, chemickej kinetiky a chemickej rovnováhy môžeme neutralizáciu charakterizovať ako exotermickú reakciu, ktorá prebieha samovoľne a veľmi rýchlo, pretože má nízku aktivačnú energiu. Rovnováha reakcie:

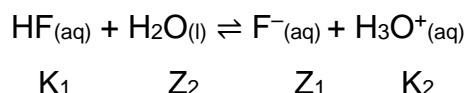


je výrazne posunutá na pravú stranu, pretože voda je veľmi málo disociovaná na ióny H^+ + OH^- .

Podľa **Brönstedovej teórie** je kyselina taká látka, ktorá je schopná odovzdávať protón H^+ (je donorom protónu) a zásada je látka, ktorá môže protón H^+ prijímať (je akceptorom protónu). Je zrejmé, že v Brönstedovom poňatí môžu byť kyselinami a zásadami nielen elektroneutrálne molekuly, ale aj niektoré ióny (katiónové, príp. aniónové kyseliny a zásady). Kyseliny a zásady sú označované spoločným názvom protolyty a reakcie medzi nimi ako **protolytické reakcie**.

Pri týchto reakciách dochádza k prenosu protónu z kyseliny na zásadu za vzniku novej kyseliny a zásady.

Napr.



V uvedenej reakcii sú dve dvojice kyseliny a zásady $K_1/Z_1 = HF/F^-$ a $K_2/Z_2 = H_3O^+/H_2O$. Dvojica kyseliny a zásady K/Z , ktorá sa v zložení líši iba o jeden protón (H^+), sa nazýva **konjugovaný pár kyseliny a zásady**. Kyselina tohto páru má vždy o jeden protón (H^+) viac ako jej konjugovaná zásada. Hlavný prínos Brönstedovej teórie tkvie v tom, že chápe vlastnosti kyselín a zásad vo vzťahu k rozpúšťadlu, ktoré teda spravidla predstavuje jeden konjugovaný pár.

Lewis vytvoril teóriu, podľa ktorej je kyselina látka schopná viazať voľný elektrónový pár inej častice, je teda jeho akceptorom (napr. H^+ , Ni^{2+} , Fe^{3+} , BF_3 , $AlCl_3$), Za zásadu je považovaná látka, ktorá je donorom voľného elektrónového páru (napr. H^- , OH^- , Cl^- , CN^- , H_2O , NH_3).

Reakcia Lewisovej kyseliny a Lewisovej zásady je podmienená vznikom komplexu, v ktorom sa medzi nimi vytvorila donorno-akceptorná (koordinačná) väzba. Tento typ reakcií preto nazývame **komplexotvorné reakcie**. Lewisova teória má význam najmä v chémii koordinačných zlúčenín, kde sú všetky centrálné atómy

akceptormi elektrónových párov (Lewisove kyseliny) a všetky ligandy sú donormi elektrónových párov (Lewisove zásady). Jej praktické využite v chémii znižuje fakt, že také látky ako HCl, H₂SO₄ v jej ponímaní nie sú kyseliny.

V rámci teórie sily kyselín a zásad je sila kyseliny daná schopnosťou disociovať – odštepovať protóny a sila zásady daná schopnosťou viazať protóny. Čím je kyselina (resp. zásada) silnejšia, tým majú ich molekuly vo vodnom roztoku väčšiu tendenciu vytvárať ióny H⁺ (resp. OH⁻). Mieru sily kyselín a zásad vyjadruje hodnota ich **disociačných konštant K_A**.

Kyslosť (acidita) je vyjadrená pomocou tzv. **pH** alebo vodíkového exponentu, čo je číslo, ktorým vyjadrujeme v chémii či vodný roztok je kyslý, zásaditý alebo neutrálny. Hodnota **pH** je definovaná ako záporný dekadický logaritmus koncentrácie oxóniových katiónov.

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

pH silných jednosýtnych kyselín a zásad

Pre výpočty sa uvažuje, že silné kyseliny a zásady sú úplne disociované. Teda platí, že molárna koncentrácia iónov H₃O⁺ alebo [H₃O⁺] a molárna koncentrácia kyseliny [HA] sú si rovné. Pri výpočte tak môžeme do vzťahu pre výpočet pH za koncentráciu iónov H₃O⁺ priamo dosadiť koncentráciu danej kyseliny:

$$[H_3O^+] = [HA]$$

Pre silné jednosýtné zásady platí, že molárna koncentrácia iónov OH⁻ alebo [OH⁻] sa rovná molárnej koncentrácii danej zásady [BOH]. Preto pri výpočte dosadzujeme do vzťahu pre výpočet pOH za koncentráciu iónov OH⁻ priamo koncentráciu zásady:

$$[OH^-] = [BOH]$$

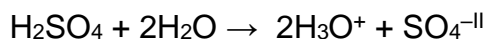
V prípade zásad tak na záver pH vypočítame zo vzťahu: **pH = 14 – pOH**, pričom pOH vypočítame podobne ako pH:

$$pOH = -\log[OH^-]$$

pH silných viacsýtnych kyselín a zásad

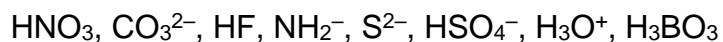
Pre silné viacsýtné kyseliny a zásady už neplatí, že sa molárna koncentrácia oxóniových katiónov alebo hydroxidových aniónov a molárna koncentrácia danej látky rovnajú. V tomto prípade je potrebné už vychádzať zo stechiometrie rovnice disociácie kyseliny alebo zásady vo vode.

Napríklad: Silná dvojsýtná kyselina sírová disociuje do dvoch stupňov a z jednej molekuly sa uvoľnia dva oxóniové katióny.



Z rovnice je zrejmé, že molárna koncentrácia oxóniových katiónov je dvakrát väčšia než molárna koncentrácia kyseliny: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2[\text{HA}]$

1.1 Daná je skupina molekúl a iónov:



- Pomenujte uvedené molekuly a ióny.
- Podčiarknite tie molekuly a ióny, ktoré reagujú s vodou ako **Brönstedove kyseliny**
- Zakrúžkujte tie molekuly a ióny, ktoré reagujú s vodou ako **Brönstedove zásady**

1.2 Určte, ktoré z uvedených rovníc znázorňujú protolytické reakcie:

- $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{KOH} \leftrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$,
- $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$,
- $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NH}_3 \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{NH}_4^+$,
- $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow [\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})]^+ + \text{H}_3\text{O}^+$,
- $2 \text{AgNO}_3 + \text{BaCl}_2 \leftrightarrow 2 \text{AgCl} + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$,
- $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2 \text{NaCl}$
- $\text{CO}_3^{2-} + \text{HSO}_4^- \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{SO}_4^{2-}$.

1.3 Doplňte do tabuľky príslušnú konjugovanú kyselinu alebo zásadu.

Zásada		CN^-	OH^-		NH_3		HS^-	SeO_3^{2-}
Kyselina	HBr			H_2PO_4^-		HCOOH		

1.4 Napíšte chemickú rovnicu disociácie kyseliny azidovodíkovej vo vode a vyjadrite vzťah pre rovnovážnu konštantu tejto chemickej rovnováhy.

1.5 Na základe disociačných konštánt zoradte uvedené kyseliny od najslabšej po najsilnejšiu.

- Najslabšej kyseline priradte číslo 1 – najsilnejšej kyseline priradte číslo 9.

1	$K_a(\text{HIO}_3) = 1,7 \cdot 10^{-1}$	Z	
2	$K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$	Y	
3	$K_a(\text{H}_2\text{SO}_3) = 1,3 \cdot 10^{-2}$	Y	
4	$K_a(\text{HNO}_3) = 2 \cdot 10^1$	A	
5	$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,7 \cdot 10^{-5}$	R	
6	$K_a(\text{HF}) = 3,5 \cdot 10^{-4}$	O	
7	$K_a(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 10^{-14}$	H	
8	$K_a(\text{HNO}_2) = 5,1 \cdot 10^{-4}$	L	
9	$K_a(\text{H}_2\text{S}) = 1 \cdot 10^{-7}$	D	

b) Napíšte znenie tajničky. V tajničke sa ukrýva slovo, ktoré získate poskladaním písmen priradených k správne mu poradiu.

1.6 K vodnému roztoku dusičnanu draselného sme pridali chlorid amónny. Určte, či sa koncentrácia H_3O^+ v roztoku po pridaní soli zväčšila, zmenšila alebo zostala bez zmeny? Odpoveď zdôvodnite.

1.7 Určte, ktoré z uvedených látok možno použiť na prípravu kyslých roztokov.

CaO , NH_4NO_3 , KNO_3 , SO_2 , CH_3COOH , HBr

1.8 Určte, v ktorom prostredí je kyselina sírová silnejšou kyselinou:

- v destilovanej vode,
- v roztoku s $\text{pH} = 5,9$,
- v roztoku, kde $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Odpoveď zdôvodnite.

1.9 Vypočítajte pH roztoku hydroxidu bárnateho, ktorého $0,5 \text{ dm}^3$ obsahuje $0,0025 \text{ mol}$.

Úloha 2 (b)

Kyslík je najrozšírenejším prvkom na Zemi. Je to bezfarebný plyn bez chuti a zápachu. V kvapalnom a tuhom stave má svetlomodrú farbu. Prírodný kyslík je zmesou troch izotopov s nukleónovými číslami 16, 17 a 18. Atómy kyslíka sú nestále a zlučujú sa s ďalšími atómami kyslíka na vzniku molekuly O_2 alebo s atómami iných prvkov za vzniku zlúčenín. Získavajú tak stálejšiu elektrónovú konfiguráciu najbližšieho vzácneho plynu - neónu. Môže sa to uskutočniť prijatím dvoch elektrónov za vzniku

oxidového aniónu O^{2-} alebo vytvorením dvoch jednoduchých (H_2O , H_2O_2) alebo jednej dvojitej kovalentnej väzby (O_2 , $HCOH$) alebo vytvorením jednoduchej väzby a prijatím jedného elektrónu (OH^-). V niektorých prípadoch vystupuje atóm kyslíka ako trojväzbový, kedy má jeden formálny kladný náboj a prislúcha mu jeden voľný elektrónový pár. Trojväzbový atóm kyslíka vzniká spravidla z dvojväzbového atómu použitím jedného voľného elektrónového páru na koordinačnú väzbu (H_3O^+). Vo výnimočných prípadoch je známy aj štvorväzbový atóm kyslíka. V zlúčeninách s nekovmi, ale aj vo väčšine zlúčenín s kovmi, majú väzby atómu kyslíka prevažne kovalentný charakter. Atóm kyslíka obsahujúci voľný elektrónový pár v zlúčeninách sa vyznačuje schopnosťou vytvárať vodíkové väzby. Medzi najznámejšie binárne zlúčeniny kyslíka patria oxidy, hydroxidy, ozonidy, peroxidy, kyseliny, soli atď.

2.1 Určite názvy zlúčenín:

- a) Li_2O
- b) MnO_2
- c) $In(OH)_3$
- d) $Sr(OH)_2$
- e) Na_2O_2
- f) KO_3

2.2 Určite vzorce zlúčenín:

- a) hydroxid sodný
- b) superoxid draselný
- c) peroxid bárnatý
- d) oxid dichromito-železnatý
- e) hydroxid-oxid hlinitý
- f) oxid kobaltnatý

Priemyselne sa kyslík vyrába frakčnou destiláciou skvapalneného vzduchu, svojím objemom výroby patrí k najväčším výrobám vo svetovom chemickom priemysle. Viac ako polovica vyrobeného čistého kyslíka sa spotrebuje pri výrobe a spracovaní ocele. Asi štvrtina vyrobeného kyslíka sa používa na výrobu organickej látky etylénglykol, ktorý sa využíva v chladiči auta ako súčasť nemrznúcej zmesi alebo sa používa na výrobu umelých textilných vlákien polyesterov.

2.3 Určite správne tvrdenia o kyslíku.

- a) Pri fotosyntéze vzniká kyslík z oxidu uhličitého.
- b) Kyslík možno získať aj elektrolýzou vody.
- c) Existenciu kyslíka dokázal rozkladom niekoľkých látok švédsky chemik a lekárnik Carl Wilhelm Scheele.
- d) Kyslík sa používa pri zváraní plameňom (autogénne zváranie).

2.4 V laboratóriu sa kyslík najčastejšie pripravuje tepelným rozkladom látok ľahko uvoľňujúcich kyslík, napríklad rozkladom niektorých oxidov, peroxidov, kyslíkatých solí. Taktiež ho možno pripraviť napríklad reakciou niektorých vyšších oxidov s koncentrovanou kyselinou sírovou. Reakčné schémy upravte na chemické rovnice.

- a) $\text{BaO}_2 \rightarrow$
- b) $\text{KMnO}_4 \rightarrow$
- c) $\text{HgO} \rightarrow$
- d) $\text{KNO}_3 \rightarrow$
- e) $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- f) $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

2.5 Aký objem kyslíka pri teplote 25 °C a tlaku 98,5 kPa vznikne rozkladom 5,00 g peroxidu vodíka? $M(\text{H}_2\text{O}_2) = 34,014 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. (Na výpočet použite stavovú rovnicu).

Kyslík je veľmi reaktívny prvok. Po prvku fluór má najväčšiu hodnotu elektronegativity a patrí k najsilnejším oxidačným činidlám. Reakcie zlučovania kyslíka s látkami (oxidácie) sú väčšinou silne exotermické. S výnimkou ľahších vzácnych plynov vytvára kyslík binárne zlúčeniny so všetkými prvkami. S väčšinou prvkov sa zlučuje priamo za normálnej alebo zvýšenej teploty. Vznikajú oxidy, prípadne peroxidy, ojedinele superoxidy (hyperoxidy). Oxidy sa podľa chemických reakcií s vodou, kyselinami a hydroxidmi delia na kyselinotvorné, zásadotvorné a amfotérne. Najčastejšie sa oxidy pripravujú priamym zlučovaním prvkov s kyslíkom pri vyššej teplote, termickým rozkladom hydroxidov alebo niektorých kyslíkatých solí. Oxidy možno pripraviť aj reakciou prvkov s vodnou parou pri dostatočne vysokej teplote.

2.6 O oxidácii látok kyslíkom platí.

- a) Je to prevažne endotermická reakcia.
- b) Je to napríklad syntéza vodíka s kyslíkom za vzniku vody.
- c) Ak pri nej vzniká tepelné a svetelné žiarenie nazýva sa horenie.
- d) Nedochádza pri nej ku zmene oxidačných čísel reagujúcich atómov prvkov.

2.7 Kyselinotvorné oxidy:

- a) reagujú s vodou za vzniku kyselín,
- b) sú oxidy kovových prvkov s oxidačným číslom väčším ako V,
- c) sú predovšetkým oxidy iónového charakteru,
- d) sú mnohé molekulové oxidy, napr. SO_3 .

2.8 Zásadotvorné oxidy sú:

- a) molekulové oxidy a oxidy kovov s atómami prvkov s oxidačným číslom väčším ako V,
- b) iónové oxidy a oxidy kovov s atómami prvkov s oxidačným číslom menším ako IV,
- c) iónové oxidy a oxidy kovov s atómami prvkov s oxidačným číslom väčším ako IV,
- d) molekulové oxidy a oxidy kovov s atómami prvkov s oxidačným číslom menším ako V.

2.9 Roztriedte oxidy ZnO , CO_2 , CaO , P_4O_{10} , MgO , Al_2O_3 na:

- a) kyselinotvorné,
- b) zásadotvorné,
- c) amfotérne.

2.10 Reakčné schémy upravte na chemické rovnice.

- a) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- b) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- c) $\text{ZnO} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

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 alkoholu, čiže organickým zlúčeninám, ktoré obsahujú vo svojej molekule jednu alebo viac OH skupín.

Vlastnosti alkoholov závisia od počtu OH skupín a tiež od dĺžky uhlíkového reťazca. Hydroxylová (-OH) skupina je polárna a viaže sa s inými molekulami vodíkovými mostíkmi. Má to vplyv na teplotu varu alkoholov, ale tiež na ich rozpustnosť vo vode. Naopak uhľovodíkový zvyšok v molekule alkoholov je nepolárny. V molekulách s väčším počtom uhlíkov prevažujú nepolárne vlastnosti uhľovodíkového reťazca. Preto sú vyššie alkoholy nerozpustné vo vode, ale rozpustné v nepolárnych rozpúšťadlách ako je napr. benzín. Teplota varu stúpa v závislosti od molárnej hmotnosti.

Využitie alkoholov je veľmi široké, nielen v potravinárstve, ale tiež v kozmetickom priemysle a pri výrobe rôznych chemických látok.

Nasledujúce úlohy sú zamerané na vlastnosti, využitie a prípravu alkoholov.

3.1 Doplňte chýbajúce slová alebo slovné spojenia:

Alkoholy sú organické látky zložené z uhlíka, vodíka a Vo svojej molekule obsahujú jednu alebo viac skupín. Ak obsahujú jednu uvedenú skupinu, hovoríme o alkoholoch. Najnižší alkohol sa nazýva

3.2 K uvedeným látkam napíšte, na čo sa používajú:

Etanol
Etylénglykol
Glycerol
Metanol

3.3 Napíšte vzorce a názvy piatich rôznych jednosýtnych alkoholov s piatimi atómami uhlíka v reťazci. Rozdeľte ich na primárne, sekundárne a terciárne alkoholy.

3.4 Plynná látka zložená z uhlíka, vodíka a kyslíka má za normálnych podmienok hustotu $1,43 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$. Určte sumárny vzorec zlúčeniny. $A_r(\text{O}) = 16$, $A_r(\text{H}) = 1$, $A_r(\text{C}) = 12$.

- 3.5 Ako a prečo sa dá zastaviť kvasenie sladkého roztoku?
- 3.6 K jednotlivým alkoholickým nápojom priradíte zodpovedajúce objemové percento etylalkoholu:
- | | |
|-------------|----------|
| 1. pivo 12° | a) 40 % |
| 2. víno | b) 17 % |
| 3. likér | c) 4,5 % |
| 4. vodka | d) 11 % |
- 3.7 Aký alkohol vznikne reakciou vody s eténom? Napíšte rovnicu reakcie (vrátane katalyzátora), pomenujte produkt a určte typ reakcie.
- 3.8 Úplnou oxidáciou metanolu za normálnych podmienok vzniknú 2 g vody. Vypočítajte, aký objem oxidu uhličitého vznikne pri reakcii?

Odporúčaná literatúra

1. G. I. Brown: Úvod do anorganické chémie, 1. vyd., SNTL, Praha, 1982
2. J. Gažo a kol.: Všeobecná a anorganická chémia, 3. vyd., Alfa, Bratislava, 1981
3. J. Heger, I. Hnát, M. Putala: Názvoslovie organických zlúčenín. 1. vyd., SPN, Bratislava, 2004, s. 9 – 10, 28 – 44, 58 – 59.
4. J. Kandráč, A. Sirota: Výpočty v stredoškolskej chémii, 2. vyd., SPN, Bratislava, 1995, s. 13 – 57, 95 – 105, 179 – 184.
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 – 104, 138 – 150.
6. J. Kmeťová a kol.: Chémia pre 2. ročník gymnázia so štvorročným štúdiom a 6. ročník gymnázia s osemročným štúdiom, 1. vyd., EXPOL PEDAGOGIKA, Bratislava, 2012, s. 138-146
7. G. Ondrejovič a kol.: Anorganická chémia, Alfa, Bratislava, 1993
8. M. Prokša, J. Tatiersky, A. Drozdíková: Anorganická chémia, 1. vyd., SPN, Bratislava, 2009, s. 15 – 22.
9. P. Silný, M. Prokša: Chemické reakcie a ich zákonitosti, 1. vyd., SPN, Bratislava, 2006, s. 9 – 22, 65 – 82.
10. Silný, P.; Zverecová, K.: Úlohy a modely usmerňovania riešenia úloh z organickej chémie. Bratia Sabovci, s. r. o., Zvolen, 164 s., ISBN 978-80-89241-14-9

11. A. Sirota, E. Adamkovič: Názvoslovie anorganických látok, 1. vyd., SPN, Bratislava, 2003, s. 12 – 17, 23 – 94.
12. J. Šima a kol.: Anorganická chémia, FCHPT STU, Bratislava, 2011, s. 152 - 162, ISBN 978-80-227-3579-7
13. J. Vacík a kol.: Chémia pre 1. ročník gymnázií, 5. vyd., SPN, Bratislava, 1994, s. 10 – 58, 90 – 113.
14. Zahradník, P.; Lisá, V.: Organická chémia I. SPN, Bratislava 2006, 94 – 99.

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

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

Redakčná úprava: PaedDr. Anna Drozdíková, PhD.

Slovenská komisia Chemickej olympiády

Vydal: IUVENTA – Slovenský inštitút mládeže, Bratislava 2019

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 chémia, 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.