

CHEMICKÁ OLYMPIÁDA

49. ročník, školský rok 2012/2013

Kategória C

Krajské kolo

**RIEŠENIE A HODNOTENIE
TEORETICKÝCH ÚLOH**

RIEŠENIE A HODNOTENIE ÚLOH Z ANORGANICKEJ A VŠEOBECNEJ CHÉMIE

Chemická olympiáda – kategória C – 49. ročník – šk. rok 2012/2013

Krajské kolo

Milan Melicherčík, Jarmila Kmet'ová, Mária Lichvárová

Maximálne 60 bodov
Doba riešenia 120 minút

Riešenie úlohy 1 (28 b)

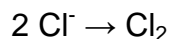
1 b 1.1. Michael Faraday

2,5 b 1.2. Michael Faraday zaviedol odborné termíny: elektrolyt, katóda, anóda, kation, anion

2 b 1.3. $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

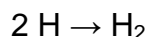
katóda (-): $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$ redukcia

anóda (+): $\text{Cl}^- - \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}$ oxidácia



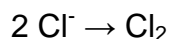
2 b 1.4. $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{OH}^-$

katóda (-): $\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{H}$ redukcia



Na katóde sa vylučuje vodík (lebo jeho nadpätie na platinovej elektróde je veľmi malé). Sodíkové kationy sa prakticky na katóde neredukujú, ale s ostávajúcimi hydroxidovými anionmi v roztoku v okolí katódy zvyšujú koncentráciu NaOH.

anóda (+): $\text{Cl}^- - \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}$ oxidácia



1.5. a) Schéma redoxnej reakcie je:

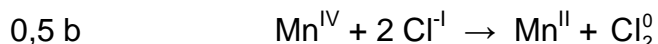
0,5 b $\text{Mn}^{\text{IV}}\text{O}_2 + \text{HCl}^{-\text{I}} \rightarrow \text{Cl}_2^0 + \text{Mn}^{\text{II}}\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

1 b Čiastkové rovnice redukcie a oxidácie sú:

$\text{Mn}^{\text{IV}} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{\text{II}}$ redukcia

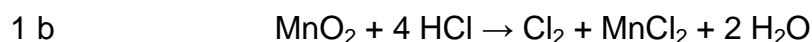
$2 \text{Cl}^{-\text{I}} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2^0$ oxidácia

Po sčítaní upravených rovníc získame čiastkovú rovnicu redoxnej reakcie:



Na určenie ostatných koeficientov využijeme podmienku zachovania druhu a počtu atómov.

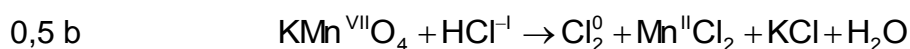
Výsledná rovnica redoxnej reakcie má potom tvar:



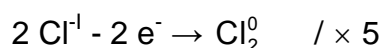
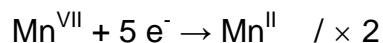
0,25 b oxidovadlo: MnO_2

0,25 b redukovadlo: HCl

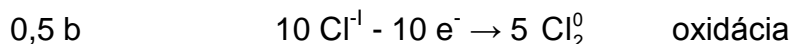
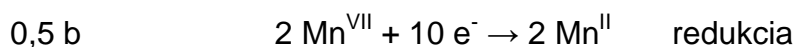
b) Schéma redoxnej reakcie je:



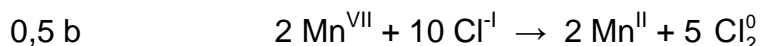
1 b Čiastkové rovnice redukcie a oxidácie sú:



Aby počet prijatých a odovzdaných elektrónov bol rovnaký, musíme upraviť čiastkové rovnice nasledovne:



Po sčítaní upravených rovníc získame čiastkovú rovnicu redoxnej reakcie:



Vypočítané koeficienty zapíšeme do reakčnej schémy pred zodpovedajúce zlúčeniny. Na určenie ostatných koeficientov využijeme podmienku zachovania druhu a počtu atómov.

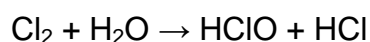
Výsledná rovnica redoxnej reakcie má potom tvar:



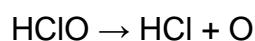
0,25 b oxidovadlo: KMnO_4

0,25 b redukovadlo: HCl

1 b 1.6. Rovnice dezinfekcie vody chlórovaním:



Kyselina chlórna sa na svetle rozkladá za vzniku kyslíka.



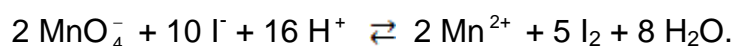
1 b 1.7.
$$\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{O}$$

- 3 b 1.8. $\text{NH}_3 + \text{HClO} \rightarrow \text{NH}_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{NH}_2\text{Cl} + \text{HClO} \rightarrow \text{NHCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{NH}_2\text{Cl} + \text{HClO} \rightarrow \text{NCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 0,5 b 1.9. chloroform alebo tichlórmetán
- 2 b 1.10. Lúčavka kráľovská (aqua regia); zmes koncentrovaných kyselín HCl/HNO₃ v pomere 3/1; väčšia účinnosť lúčavky kráľovskej oproti kyseline dusičnej je spôsobená komplexotvorným pôsobením chloridových iónov; vzniká kyselina tetrachlorozlatitá; H[AuCl₄]
- 3 b 1.11. $\text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HClO} + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
 $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}^-$
 $\text{HCl} (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
- 2 b 1.12. Najprv vypočítame látkové množstvo chlóru:
- $$n(\text{Cl}_2) = \frac{N(\text{Cl}_2)}{N_A} = \frac{2,12 \cdot 10^{24}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 3,52 \text{ mol}$$
- Objem chlóru vypočítame:
- $$V(\text{Cl}_2) = V_{mn} \times n(\text{Cl}_2) = 22,41 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1} \times 3,52 \text{ mol} = 7,89 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$$
- Objem chlóru je $7,89 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$.

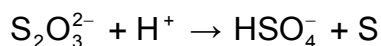
Riešenie úlohy 2 (14 b)

- 1 b 2.1. Štandardizácia odmerného roztoku jódu sa uskutočňuje v neutrálnej (slabo alkalickéj) oblasti.
- 1 b Arzenitan sa roztokom jódu oxiduje v neutrálnom alebo slabo alkalickom prostredí na arzeničnan.
- 2 b $\text{AsO}_3^{3-} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AsO}_4^{3-} + 2 \text{I}^- + 2 \text{H}^+$
- Možno uznať aj:
- $$\text{As}_2\text{O}_3 + 6 \text{OH}^- \rightleftharpoons 2 \text{AsO}_3^{3-} + 3 \text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{AsO}_3^{3-} + \text{I}_2 + 2 \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{AsO}_4^{3-} + 2 \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$$
- 3 b 2.2. a) Štandardizácia odmerného roztoku jódu na tiosíran sodný:
- $$\text{I}_2 + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightleftharpoons 2 \text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$$
- b) Štandardizácia odmerného roztoku tiosíranu sodného:
- dichrómanom draselným v kyslom prostredí:
- $$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6 \text{I}^- + 16 \text{H}^+ \rightleftharpoons 2 \text{Cr}^{3+} + 3 \text{I}_2 + 7 \text{H}_2\text{O}$$

- manganistanom draselným v kyslom prostredí:

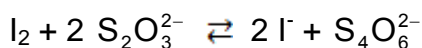


2 b 2.3. Oxid uhličitý spôsobuje v destilovanej vode kyslú reakciu a tým čiastočný rozklad tiosíranu.



Pridaním uhličitanu sodného k odmernému roztoku tiosíranu sodného sa zabráni jeho rozkladu, spôsobeného oxidom uhličitým rozpusteným vo vode (teda ho stabilizuje). Malé množstvo Na_2CO_3 potláča kyslú reakciu roztoku.

5 b 2.4. Rovnice prebiehajúcich chemických reakcií.



Z rovníc chemických reakcií je pomer látkových množstiev:

$$\frac{n(\text{Cu}^{2+})}{n(\text{I}_2)} = \frac{2}{1} \quad \frac{n(\text{I}_2)}{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})} = \frac{1}{2} \quad \Rightarrow \quad n(\text{Cu}^{2+}) = n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$$

Výpočet koncentrácie látkového množstva Cu^{2+}

$$c(\text{Cu}^{2+}) = \frac{c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) \times V(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{V(\text{Cu}^{2+})}$$

$$c(\text{Cu}^{2+}) = \frac{0,05 \text{ mol dm}^{-3} \times 0,02 \text{ dm}^3}{0,025 \text{ dm}^3} = 0,04 \text{ mol dm}^{-3}$$

Faktor zriedenia je 10, z toho vyplýva:

$$c(\text{Cu}^{2+})_{vz} = 0,04 \text{ mol dm}^{-3} \times 10 = 0,4 \text{ mol dm}^{-3}$$

Výpočet hmotnostnej koncentrácie Cu^{2+}

$$\rho(\text{Cu}^{2+}) = \frac{m(\text{Cu}^{2+})}{V_{vz}} = \frac{n(\text{Cu}^{2+}) \times M(\text{Cu}^{2+})}{V_{vz}} = c(\text{Cu}^{2+})_{vz} \times M(\text{Cu}^{2+})$$

$$\rho(\text{Cu}^{2+}) = 0,4 \text{ mol dm}^{-3} \times 63,546 \text{ g mol}^{-1} = 25,418 \text{ g dm}^{-3}$$

Koncentrácia látkového množstva Cu^{2+} iónov vo vzorke je $0,4 \text{ mol dm}^{-3}$ a hmotnostná koncentrácia Cu^{2+} iónov vo vzorke je $25,418 \text{ g dm}^{-3}$.

Riešenie úlohy 3 (18 b)

2 b 3.1. $2 \text{Br}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{Cl}^-$ alebo $2 \text{Br}^- + \text{F}_2 \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{F}^-$

- 2.b 3.2. $X_2 + H_2O \rightarrow HX + HXO$
Fluór má najväčšiu elektronegativitu a v zlúčeninách vystupuje ako anión.
- 1 b 3.3. a) $CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2 HF$
1 b b) $PBr_3 + 3 H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3 HBr$
0,5 b fluorid vápenatý, kyselina sírová, síran vápenatý, fluorovodík
0,5 b bromid fosforitý, voda, kyselina trihydrogenfosforitá, bromovodík
- 1,5 b 3.4. $HBrO$ – kyselina brómná, $HBrO_3$ – kyselina bromičná, $HBrO_4$ – kyselina bromistá
- 2 b 3.5. Polarita kovalentnej väzby v daných zlúčeninách stúpa v poradí: OF_2 , NF_3 , CF_4 , BF_3 , BeF_2 , LiF .
Stupeň polarity kovalentnej väzby v zlúčeninách posudzujeme na základe rozdielu hodnôt elektronegativít viazaných atómov. Sú to atómy prvkov 2. periódy PSP s najelektronegatívnejším atómom fluóru. V periódach PSP hodnota elektronegativity atómov stúpa zľava doprava.
- 1,5 b 3.6 a) fluoridy kyslíka; halogén s nižším atómovým číslom ako X; nepárne celé číslo od 1 do 7.
1,5 b b) ClF , BrF , IF , $BrCl$, ICl , IBr .
1,5 b fluorid chlórny, fluorid brómny, fluorid jódny, chlorid brómny, chlorid jódny, bromid jódny
- 3.7. Schéma redoxnej reakcie je:
0,5 b $BrO_3^- + Br^- + H_3O^+ \rightarrow Br_2 + H_2O$
Čiastkové rovnice redukcie a oxidácie sú:
0,5 b $Br^V + 5 e^- \rightarrow Br^0$
0,5 b $Br^{-I} - 1 e^- \rightarrow Br^0$
Aby počet prijatých a odovzdaných elektrónov bol rovnaký, musíme upraviť čiastkové rovnice nasledovne:
 $Br^V + 5 e^- \rightarrow Br^0$
 $Br^{-I} - 1 e^- \rightarrow Br^0 \times 5$
Po sčítaní upravených rovníc získame čiastkovú rovnicu redoxnej reakcie:
0,5 b $Br^V + 5 Br^{-I} \rightarrow 3 Br_2^0$

Vypočítané koeficienty zapíšeme do reakčnej schémy pred zodpovedajúce zlúčeniny. Na určenie ostatných koeficientov využijeme podmienku zachovania druhu a počtu atómov.

Výsledná rovnica redoxnej reakcie má potom tvar:



Autori: Doc. RNDr. Jarmila Kmeťová, PhD., Doc. RNDr. Mária Lichvárová, PhD.,

Prof. RNDr. Milan Melicherčík, PhD. (vedúci autorského kolektívu)

Recenzenti: RNDr. Antón Sirota, PhD., Pavol Ondrisek, Mgr. Nadežda Kvetňanská

Redakčná úprava: Prof. RNDr. Milan Melicherčík, PhD.

Slovenská komisia Chemickej olympiády

Vydal: IUVENTA – Slovenský inštitút mládeže, Bratislava 2012