

XIV Ogólnopolski Podkarpacki Konkurs Chemiczny – 2022/2023

ETAP I – 3.11.2022 r.

Godz. 10.00-12.00



Uwaga! Masy molowe pierwiastków podano na końcu zestawu.

Zadanie 1 (15 pkt)

1. Zapisz i zbilansuj równania reakcji w postaci cząsteczkowej i jonowej podanych substratów. Podaj nazwy wszystkich związków i jonów.

Substraty	Rozwiązanie	
$\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4$	Reakcja cząsteczkowa: $\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 = \text{BaCrO}_4 + 2\text{KCl}$	0,5 pkt
	Nazwy związków: chlorek baru, chromian(VI) potasu, chromian(VI) baru, chlorek potasu	0,5 pkt
	Reakcja jonowa: $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} = \text{BaCrO}_4$	0,5 pkt
	Nazwy jonów: kation (jon) baru; anion chromianu(VI) lub chromian(VI) lub chromian	0,5 pkt
$(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{FeCl}_3$	Reakcja cząsteczkowa: $3(\text{NH}_4)_2\text{S} + 2\text{FeCl}_3 = \text{Fe}_2\text{S}_3 + 6\text{NH}_4\text{Cl}$	0,5 pkt
	Nazwy związków: siarczek amonu, chlorek żelaza(III), siarczek żelaza(III), chlorek amonu	0,5 pkt
	Reakcja jonowa: $3\text{S}^{2-} + 2\text{Fe}^{3+} = \text{Fe}_2\text{S}_3$	0,5 pkt
	Nazwy jonów: anion (jon) siarczkowy lub siarczek, kation żelaza(III) lub jon żelaza(3+)	0,5 pkt

2. W skład każdego atomu wchodzi:

- a) neutron
b) neutron, proton
c) neutron, elektron, proton
d) brak poprawnych odpowiedzi 1 pkt

3. Kamień kotłowy, pojawiający się w czajniku podczas gotowania to:

- a) węgiel wapnia
b) wodorowęgiel wapnia
c) chlorek wapnia
d) węgiel amonu 1 pkt

4. Wskaż wszystkie typy wiązań chemicznych występujące w siarczanie(VI) wapnia:

- a) kowalencyjne spolaryzowane, koordynacyjne
b) kowalencyjne spolaryzowane, jonowe
c) kowalencyjne spolaryzowane, jonowe, koordynacyjne
d) kowalencyjne spolaryzowane 1 pkt

5. Wskazane tlenki posiadają charakter:

- a) SiO_2 - zasadowy, ZnO - amfoteryczny
b) SiO_2 - kwasowy, ZnO - amfoteryczny
c) SiO_2 - kwasowy, ZnO - kwasowy
d) SiO_2 - kwasowy, ZnO - zasadowy 1 pkt

6. Metal łączy się z tlenem w stosunku wagowym 3 : 2 w tlenku:

- | | | | |
|----|-------------------------------------|--------------------------------|--|
| a) | <input type="checkbox"/> | Na ₂ O | Na ₂ O: 2 · 23 g : 16 g = 46 g : 16 g = 5,75 : 2
CaO: 40 g : 16 g = 5 : 2
Al ₂ O ₃ : 2 · 27 g : 3 · 16 g = 54 g : 48 g = 2,25 : 2
TiO ₂ : 48 g : 32 g = 3 : 2 |
| b) | <input type="checkbox"/> | CaO | |
| c) | <input type="checkbox"/> | Al ₂ O ₃ | |
| d) | <input checked="" type="checkbox"/> | TiO ₂ | |

1 pkt

7. Próbkę stopu srebra o masie 2,5 g wrzucono do kwasu azotowego(V), a po jej całkowitym przereagowaniu jony srebra wytrącono chlorkiem sodu i otrzymano 2,5 g produktu reakcji strąceniowej. Zawartość procentowa srebra w próbce wynosi:

- | | | | |
|----|-------------------------------------|-------|---|
| a) | <input type="checkbox"/> | 68,3% | Rozwiązanie: Reakcja strąceniowa: $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$
Zawartość srebra w produkcie reakcji strąceniowej: (35,5 g + 108 g) AgCl ---- 108 g Ag
2,5 g AgCl ---- x g Ag
<hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> x = 1,88 g
Zawartość procentowa srebra w stopie: %Ag = (1,88 g / 2,5 g) · 100 = 75,2% |
| b) | <input type="checkbox"/> | 70,5% | |
| c) | <input checked="" type="checkbox"/> | 75,2% | |
| d) | <input type="checkbox"/> | 80,5% | |

1 pkt

8. Po dodaniu do 100 g wody 18 g związku otrzymano roztwór 2,15 molowy o gęstości 1,1 g/cm³. Do sporządzenia roztworu użyto:

- | | | | |
|----|-------------------------------------|------------------|---|
| a) | <input type="checkbox"/> | azotan(V) sodu | Rozwiązanie: masa roztworu m _r = 100 g + 18 g = 118 g; objętość roztworu v _r = m _r /d = 118 g / 1,1 g/cm ³ = 107,3 cm ³
Ilość moli substancji rozpuszczonej: 1000 cm ³ ---- 2,15 mol
107,3 cm ³ ---- x mol; x = 0,23 mol
M _{NaNO₃} = 85 g/mol; liczba moli n = 18 g / 85 g/mol = 0,21 mol
M _{NaNO₂} = 69 g/mol; liczba moli n = 18 g / 69 g/mol = 0,26 mol
M_{Na₂S} = 78 g/mol, liczba moli n = 18 g / 78 g/mol = 0,23 mol
M _{NaCl} = 58,5 g/mol; liczba moli n = 18 g / 58,5 g/mol = 0,31 mol |
| b) | <input type="checkbox"/> | azotan(III) sodu | |
| c) | <input checked="" type="checkbox"/> | siarczek sodu | |
| d) | <input type="checkbox"/> | chlorek sodu | |

1 pkt

9. Jak zmieni się pH roztworu o stężeniu 0,04 mol/dm³ jednowodorotlenowej zasady (BOH) o stałej dysocjacji $K=10^{-6}$, jeżeli stężenie zmaleje 100 razy?

- | | | | |
|----|-------------------------------------|-------------------------------|---|
| a) | <input checked="" type="checkbox"/> | zmaleje o jedną jednostkę pH | Roztwór wyjściowy: c _{BOH} / K = 0,04 : 1 · 10 ⁻⁶ > 400, można stosować prawo roz. Ostwalda
dla c _{BOH} = 0,04 M stopień dysocjacji α = (K : c _{BOH}) ^{1/2} = 0,005
[OH] = α · c = 0,005 · 0,04 = 0,0002; pOH = 3,7 stąd pH = 10,3
Po rozcieńczeniu roztworu: c _{BOH} = 0,0004 M, stopień dysocjacji α = (K : c _{BOH}) ^{1/2} = 0,05
[OH] = α · c = 0,05 · 0,0004 = 0,00002; pOH = 4,7 stąd pH = 9,3 |
| b) | <input type="checkbox"/> | wzrośnie o jedną jednostkę pH | |
| c) | <input type="checkbox"/> | wzrośnie o dwie jednostki pH | |
| d) | <input type="checkbox"/> | zmaleje o dwie jednostki pH | |

1 pkt

10. Wodny roztwór KOH ma stężenie 1 · 10⁻⁴ mol/dm³. Wskaż pH tego roztworu:

- | | | | |
|----|-------------------------------------|----|--|
| a) | <input type="checkbox"/> | 3 | Rozwiązanie:
KOH → K ⁺ + OH ⁻
[OH ⁻] = 1 · 10 ⁻⁴ mol/dm ³
pOH = 4, stąd pH = 14 - 4 = 10 |
| b) | <input type="checkbox"/> | 5 | |
| c) | <input checked="" type="checkbox"/> | 10 | |
| d) | <input type="checkbox"/> | 12 | |

1 pkt

11. Do 7,75 g stałego KMnO₄ dodano stężony kwas solny. Wydzielający się gaz zbierano w temperaturze 298 K i pod ciśnieniem 1013 hPa. Otrzymano:

- | | | | |
|----|-------------------------------------|-----------------------------|--|
| a) | <input type="checkbox"/> | 2,24 dm ³ chloru | Rozwiązanie: Reakcja: 2KMnO ₄ + 16HCl = 5Cl ₂ + 2KCl + 2MnCl ₂ + 8H ₂ O
M _{KMnO₄} = 158 g/mol; liczba moli chloru n _{Cl₂} = 5/2(7,75 g / 158 g/mol) = 0,123 mol
Objętość wydzielonego chloru:
pV = nRT → V = 0,123 mol · 83,14 hPa · dm ³ /mol · K · 298 K / 1013 hPa = 3,01 dm³ |
| b) | <input type="checkbox"/> | 0,25 mol chloru | |
| c) | <input checked="" type="checkbox"/> | 3,01 dm ³ chloru | |
| d) | <input type="checkbox"/> | 4,50 dm ³ | |

1 pkt

12. W zbiorniku o pojemności 50 dm^3 , w którym znajduje się $0,024 \text{ kg}$ tlenku azotu(II) w temperaturze 25°C ciśnienie gazu wynosi:

- a) 139,64 hPa
 b) 396,4 hPa
 c) 412,5 hPa
 d) 687,3 hPa

Rozwiązanie:

$$n_{\text{NO}} = m : M \text{ mol} = 24 \text{ g} : 30 \text{ g/mol} = 0,8 \text{ mol NO}$$

$$pV = nRT$$

$$p = nRT : V \rightarrow p = (0,8 \text{ mol} \cdot 83,14 \text{ hPa} \cdot \text{dm}^3/\text{mol} \cdot \text{K} \cdot 298 \text{ K}) : 50 \text{ dm}^3$$

$$p = \mathbf{396,4 \text{ hPa}}$$

1 pkt

Suma punktów: 15 pkt

Zadanie 2 (20 pkt)

Wykonano następujące czynności:

Etap 1. Próbkę opiłków magnezowych spalono w powietrzu i produkty (popiół) rozтворzono w $60,0 \text{ cm}^3$ $1,00$ molowego roztworu HCl. Na zobojętnienie otrzymanego roztworu zużyto $12,0 \text{ cm}^3$ $1,00$ molowego roztworu NaOH.

Etap 2. Do roztworu końcowego po etapie 1-szym dodano nadmiar zasady (NaOH), roztwór ogrzano do wrzenia i wydzielony przy tym gaz przepuszczono przez płuczkę zawierającą $12,0 \text{ cm}^3$ $1,00$ molowego roztworu HCl. Na zobojętnienie roztworu w płuczce zużyto $6,0 \text{ cm}^3$ $1,00$ molowego roztworu NaOH.

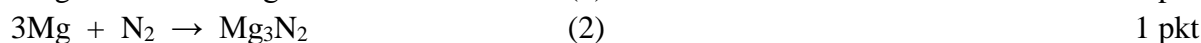
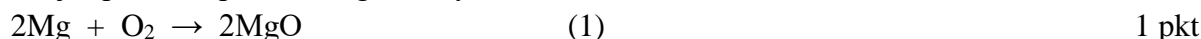
Polecenia:

- Napisz równania reakcji spalania Mg w powietrzu (zwróć uwagę, że magnez w wysokiej temperaturze reaguje także z azotem tworząc azotek magnezu).
 - Napisz jonowe równania reakcji zachodzących podczas analizy produktów spalania.
- Oblicz masę spalonej próbki opiłków magnezowych oraz skład procentowy produktów spalania.

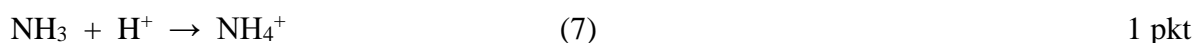
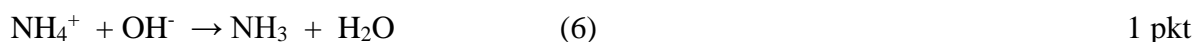
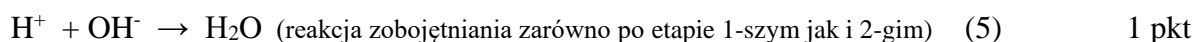
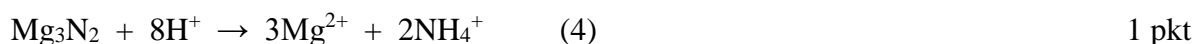
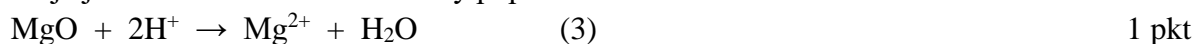
Przykładowe rozwiązanie

ad.1.

a). Reakcje spalania opiłków magnezowych:



b). Reakcje jonowe roztwarzania i analizy popiołu:



ad. 2

Etap 2 procesu. Liczba moli i masa utworzonego produktu reakcji Mg z azotem.

Z reakcji (5), (6) i (7) wynika, że w analizowanym roztworze wytworzono amoniaku:

$$n_{\text{NH}_3} = (12,0 - 6,0)10^{-3} \text{ dm}^3 \cdot 1,00 \text{ mol/dm}^3 = 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol NH}_3,$$

zatem, na podstawie równania (2) w analizowanym popiele było:

$$n = \frac{1}{2} \cdot 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Mg}_3\text{N}_2,$$

co stanowi masę:

$$m_{\text{Mg}_3\text{N}_2} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 100,9 \text{ g/mol} = \mathbf{0,303 \text{ g}} \quad 3 \text{ pkt}$$

Z równania (4) wynika, że 1 mol Mg_3N_2 reaguje z 8 molami HCl, zatem z Mg_3N_2 zawartym w popiele przereagowało:

$$n = 8 \cdot 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 24,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}.$$

Etap 1 procesu.

Obliczenia oparte o bilans masowy HCl:

$$n_{0,\text{HCl}} = n_{\text{HCl},(\text{nadmiar})} + n_{\text{HCl},(\text{MgO})} + n_{\text{HCl},(\text{Mg}_3\text{N}_2)}$$

Liczba moli HCl w roztworze wyjściowym: $n_0 = 60,0 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \cdot 1 \text{ mol/dm}^3 = 0,06 \text{ mol}$

Liczba moli HCl nieprzereagowanego w roztworze wyjściowym: $n = 12 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \cdot 1 \text{ mol/dm}^3 = 0,012 \text{ mol}$

Liczba moli przereagowanego HCl: $\Delta n = 0,048 \text{ mol} (n_{\text{HCl},(\text{MgO})} + n_{\text{HCl},(\text{Mg}_3\text{N}_2)})$.

Liczba moli przereagowanego HCl z MgO: $n = 0,048 \text{ mol HCl} - 24 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl} (\text{Mg}_3\text{N}_2) = 24 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$,

zatem wg równania (3) liczba moli przereagowanego MgO: $n = 12 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

Masa tlenku magnezu w analizowanym popiele:

$$m_{\text{MgO}} = 12,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 40,3 \text{ g/mol} = \mathbf{0,484 \text{ g}} \quad 3 \text{ pkt}$$

Masa spalonej próbki magnezu:

$$m_{\text{próbki}} = (3 \cdot 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Mg}_3\text{N}_2 + 12,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol MgO}) \cdot 24,3 \text{ g/mol} = \mathbf{0,510 \text{ g Mg}} \quad 3 \text{ pkt}$$

Skład procentowy produktów spalania:

$$\% \text{MgO} = \frac{0,484}{(0,484+0,303)} 100\% = \mathbf{61,5\%} \quad 2 \text{ pkt}$$

$$\% \text{Mg}_3\text{N}_2 = \frac{0,303}{(0,484+0,303)} 100\% = \mathbf{38,5\%} \quad 2 \text{ pkt}$$

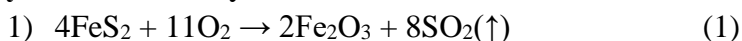
Suma punktów: 20 pkt

Zadanie 3 (10 pkt)

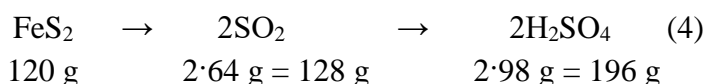
Poddano przerobowi 10 ton pirytu (główny składnik FeS_2) zawierającego 9,5% zanieczyszczeń. Ile kilogramów (oraz ton) 70%-wego roztworu H_2SO_4 można otrzymać w tym procesie jeżeli straty dwutlenku siarki wynoszą 4,25%?

Uwaga: Otrzymywanie dwutlenku siarki polega na prażeniu pirytu w piecach z dostępem tlenu. Następnie otrzymany SO_2 utlenia się w odpowiednich warunkach do trójtlenku siarki, który następnie z wodą daje kwas siarkowy(VI).

Przykładowe rozwiązanie



Z równań reakcji wynika, że 1 mol pirytu dostarcza 2 mole SO_2 , z którego otrzymuje się następnie 2 mole H_2SO_4 , tj.:



1) Masa Fe_2S_3 w pirycie

$$100\% - 9,5\% = 90,5\%$$

$$10 \text{ ton pirytu zawiera } 10 \cdot 0,905 = 9,05 \text{ ton czystego } \text{FeS}_2 \quad 1 \text{ pkt}$$

2) Masę dwutlenku siarki otrzymanego z pirytu (rów. 4) oblicza się z proporcji:

$$120 : 128 = 9,05 : x$$

$$x = 9,653 \text{ ton} = 9653 \text{ kg } \text{SO}_2 \text{ (bez strat)} \quad 2 \text{ pkt}$$

3) Straty SO_2 w procesie produkcyjnym:

Z masy 100 kg SO_2 traci się 4,25 kg, zatem całkowita strata SO_2 wynosi:

$$100 : 4,25 = 9653 : y$$

$$y = 410,3 \text{ kg } \text{SO}_2 \quad 2 \text{ pkt}$$

4) Rzeczywista masa dwutlenku siarki biorąca udział w procesie:

$$m = 9653 \text{ kg} - 410,3 \text{ kg} = 9242,7 \text{ kg } \text{SO}_2. \quad 2 \text{ pkt}$$

5) Z tej ilości dwutlenku siarki (9242,7 kg) otrzymuje się x kilogramów 70%-owego roztworu H_2SO_4 , w którym zawartość masowa H_2SO_4 stanowi 0,70·x kilogramów. Zatem:

$$128 \text{ kg} : 196 \text{ kg} = 9242,7 \text{ kg} : 0,70 \cdot x$$

$$x = \mathbf{20\ 218 \text{ kg}} = \mathbf{20,22 \text{ ton}} \text{ 70\%-owego roztworu } \text{H}_2\text{SO}_4 \quad 3 \text{ pkt}$$

Suma punktów: 10 pkt

Masy molowe (g/mol): H – 1; C – 12; N – 14; O – 16; Na – 23; Mg - 24,3 ; Al – 27; S – 32; Cl – 35,5; K – 39; Ca – 40; Ti – 48; Mn – 55; Fe – 56; Ag – 108;