

# XI Ogólnopolski Podkarpacki Konkurs Chemiczny – 2018/2019

ETAP I – 9.11.2018 r.

Godz. 10.00-12.00



Uwaga! Masy molowe pierwiastków podano na końcu zestawu.

## Zadanie 1 (10 pkt)

- W atomie glinu ( ${}_{13}^{27}\text{Al}$ ) znajduje się:
    - 13 protonów, 14 neutronów i 13 elektronów
    - 14 protonów, 13 neutronów i 14 elektronów
    - 14 protonów, 13 neutronów i 13 elektronów
    - 13 protonów, 13 neutronów i 14 elektronów
  - Atomy tego samego pierwiastka mogą różnić się:
    - konfiguracją elektronową
    - liczbą elektronów walencyjnych
    - ładunkiem jądra
    - liczbą neutronów w jądrze
  - W atomie siarki do elektronów walencyjnych należą elektrony znajdujące się na orbitalach:
    - tylko 2p
    - tylko 3s
    - 3s i 3p
    - 2p, 3s i 3p
  - Po dodaniu fenoloftaleiny do roztworu NaOH roztwór zabarwił się na malinowo, a po przepuszczeniu przez niego różnych gazów, roztwór odbarwił się. Odbarwienie roztworu powodowało wprowadzenie gazu:
    - $\text{SO}_2$  lub  $\text{CO}_2$
    - $\text{CO}$  lub  $\text{NH}_3$
    - $\text{N}_2$  lub  $\text{O}_2$
    - wszystkich wymienionych gazów
  - Jaka ilość soli wydzieli się z 200 g nasyconego roztworu  $\text{NH}_4\text{Cl}$  po ochłodzeniu go od  $50^\circ\text{C}$  (rozpuszczalność: 50 g/100 g  $\text{H}_2\text{O}$ ) do temperatury  $0^\circ\text{C}$  (rozpuszczalność: 30 g/100 g  $\text{H}_2\text{O}$ )?
    - 20 g  $\text{NH}_4\text{Cl}$
    - 15 g  $\text{NH}_4\text{Cl}$
    - 26 g  $\text{NH}_4\text{Cl}$
    - 40 g  $\text{NH}_4\text{Cl}$
- Rozwiązanie:
- Stężenie procentowe roztworu wynosi: (i) w temperaturze  $50^\circ\text{C}$ :  $(50 \text{ g}/150 \text{ g}) \cdot 100\%$ , tj. 33%, (ii) po schłodzeniu i wydzieleniu osadu:  $(30 \text{ g}/130 \text{ g}) \cdot 100\%$  tj. 23%. W 200 g nasyconego roztworu ( $50^\circ\text{C}$ ) jest  $200 \times 0,33 = 66 \text{ g}$  soli oraz 134 g wody. Ta sama ilość wody będzie w roztworze o stężeniu 23%. Zatem, masa soli w roztworze po ochłodzeniu:
- $$23 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl} \text{ ----} 77 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$
- $$x \text{ ----} 134 \text{ g } \text{H}_2\text{O}, \quad x = 40 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl}$$
- Masa wydzielonej soli:  $66 \text{ g} - 40 \text{ g} = 26 \text{ g}$
- Ile gramów NaOH należy rozpuścić w 270 g wody, aby otrzymać roztwór o stężeniu 10%?
    - 5 g
    - 15 g
    - 30 g
    - 45 g

Rozwiązanie:

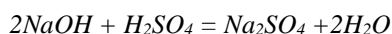
100 g roztworu - 10 g NaOH - 90 g wody  
x g NaOH - 270 g wody

x = 30 g NaOH

7. Jakie było stężenie roztworu kwasu siarkowego(VI), jeśli do zobojętnienia 5 cm<sup>3</sup> roztworu kwasu zużyto 12,5 cm<sup>3</sup> 0,2-molowego roztworu wodorotlenku sodu?

- a)  0,1 M  
b)  0,25 M  
c)  0,5 M  
d)  0,65 M

Rozwiązanie:



Liczba moli zużytego NaOH:  $n = 0,2 \text{ mol/dm}^3 \cdot 12,5 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$ ,

co odpowiada:  $1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{SO}_4$ .

Zatem:  $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / 5 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 = 0,25 \text{ M}$

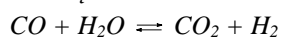
8. Stała Faraday'a wyraża:

- a)  ładunek potrzebny do wydzielenia jednego mola wodoru  
b)  ładunek jednego mola elektronów  
c)  ładunek związany z przepływem prądu o natężeniu 1 A w czasie 1 godziny  
d)  ładunek przepływający przez elektrolit w czasie elektrolizy

9. Ile moli CO, H<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub> i H<sub>2</sub> należy wprowadzić do zamkniętego reaktora o pojemności 1 dm<sup>3</sup>, aby reakcja tlenku węgla z wodą przebiegła w kierunku tworzenia się produktów? Stężeniowa stała równowagi wynosi 8.

	Liczba moli			
	n <sub>CO</sub>	n <sub>H<sub>2</sub>O</sub>	n <sub>CO<sub>2</sub></sub>	n <sub>H<sub>2</sub></sub>
a) <input type="checkbox"/>	1	1	4	2
b) <input type="checkbox"/>	2	4	4	20
c) <input checked="" type="checkbox"/>	2	4	4	8
d) <input type="checkbox"/>	1	4	20	4

Rozwiązanie:



$N = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot n_{\text{H}_2}}{n_{\text{CO}} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}}$ . Dla  $N < K$  (stała równowagi) reakcja przebiega w prawo.

a)  $N = 8$ , b)  $N = 10$ , c)  $N = 4$ , d)  $N = 20$

10. Do zlewki zawierającej 2,5 kg wody (20°C) wrzucono krystaliczny chlorku sodu o masie 820 g (rozpuszczalność NaCl: 36 g/100 g H<sub>2</sub>O). Po długim czasie utworzy się układ:

- a)  homogeniczny  
b)  jednoskładnikowy  
c)  koloidalny  
d)  heterogeniczny

**Łącznie zadanie 1: 10 pkt**

### Zadanie 2 (10 pkt)

Próbkę czystego ołowiu o masie 1,4170 g roztopiono w kwasie azotowym(V).

- a). Zapisz cząsteczkową reakcję roztwarzania ołowiu i oblicz ile gramów czystego HNO<sub>3</sub> potrzeba teoretycznie do rozтворzenia próbki ołowiu?  
b). Ile gramów gazowego NO utworzy się w powyższej reakcji?  
c). Ile gramów azotanu(V) ołowiu(II) można uzyskać odparowując otrzymany roztwór do sucha?

- d). Na roztwór uzyskany w punkcie a). podziałano siarkowodorem. Zapisz jonowo reakcję wytrącania siarczku ołowiu(II) i oblicz ile gramów siarkowodoru potrzeba teoretycznie do strącenia ołowiu z powyższego roztworu w postaci siarczku ołowiu(II).
- e). Ile [cm<sup>3</sup>] siarkowodoru potrzeba do strącenia siarczku ołowiu(II) w warunkach normalnych?
- f). Jaka jest rozpuszczalność (s) siarczku ołowiu(II) w wodzie w temperaturze pokojowej wiedząc, że  $pK_{so,PbS} = 26,6$  (gdzie  $K_{so}$  – iloczyn rozpuszczalności soli)?
- g). Do 100 cm<sup>3</sup> roztworu, w którym stężenie jonów S<sup>2-</sup> wynosi 4·10<sup>-8</sup> mol/dm<sup>3</sup>, dodano 100 cm<sup>3</sup> roztworu zawierającego 40 mg jonów ołowiu(II). Czy strąci się osad siarczku ołowiu(II)?

**Przykładowe rozwiązanie:**

ad. a).

Masy molowe związków:  $M_{HNO_3} = 63 \text{ g/mol}$ ;  $M_{Pb(NO_3)_2} = 331 \text{ g/mol}$ ;  $M_{NO} = 30 \text{ g/mol}$ ;  $M_{H_2S} = 34 \text{ g/mol}$

Przebieg reakcji roztwarzania ołowiu w kwasie azotowym(V):



Ze stechiometrii reakcji wynika, że:

3 mol · 207 g/mol = 621 g ołowiu reaguje z 8 mol · 63 g/mol = 504 g kwasu azotowego(V)

Na roztworzenie próbki ołowiu o masie 1,4170 g zużyto HNO<sub>3</sub> o masie:

$$\begin{array}{l} 621 \text{ g Pb} \text{ — } 504 \text{ g HNO}_3 \\ 1,4170 \text{ g Pb} \text{ — } m \text{ g HNO}_3, \quad m_{HNO_3} = \mathbf{1,1500 \text{ g}} \end{array} \quad 1 \text{ pkt}$$

ad. b).

Masa g gazowego tlenku azotu(II):

$$621 \text{ g Pb} \text{ — } 2 \text{ mol} \cdot 30 \text{ g/mol} = 60 \text{ g NO}$$

$$1,4170 \text{ g Pb} \text{ — } m \text{ g NO}, \quad m_{NO} = \mathbf{0,1369 \text{ g}} \quad 1 \text{ pkt}$$

ad. c).

Masa otrzymanej soli - (Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>):

$$621 \text{ g Pb} \text{ — } 3 \text{ mol} \cdot 331 \text{ g/mol} = 993 \text{ g Pb(NO}_3)_2$$

$$1,4170 \text{ g Pb} \text{ — } m \text{ g Pb(NO}_3)_2, \quad m_{Pb(NO_3)_2} = \mathbf{2,2658 \text{ g}} \quad 1 \text{ pkt}$$

ad. d).

Reakcja strącania siarczku ołowiu(II):



Teoretyczna masa siarkowodoru niezbędna do strącania siarczku ołowiu(II):

$$207 \text{ g Pb} \text{ — } 34 \text{ g H}_2\text{S}$$

$$1,4170 \text{ g Pb} \text{ — } m \text{ g H}_2\text{S}, \quad m_{H_2S} = \mathbf{0,2327 \text{ g}} \quad 1 \text{ pkt}$$

ad. e).

Objętość gazowego siarkowodoru zużyta na wytrącanie siarczku ołowiu(II) w warunkach normalnych:

$$34 \text{ g H}_2\text{S} \text{ — } 22,4 \text{ dm}^3 \text{ H}_2\text{S}$$

$$0,2327 \text{ g H}_2\text{S} \text{ — } V \text{ dm}^3 \text{ H}_2\text{S}, \quad V_{H_2S} = 0,1533 \text{ dm}^3 = \mathbf{153,3 \text{ cm}^3} \quad 1 \text{ pkt}$$

ad. f).

Jeśli  $pK_{so,PbS} = 26,6$  wówczas  $K_{so,PbS} = 2,51 \cdot 10^{-27}$

Siarczek ołowiu(II) w roztworze wodnym dysocjuje na jony Pb<sup>2+</sup> i S<sup>2-</sup>:



Oznaczając stężenie soli w jej roztworze nasyconym przez s otrzymuje się:

$$K_{so,PbS} = [Pb^{2+}][S^{2-}] = s \cdot s = s^2$$

$$\text{stad } s(PbS) = (2,51 \cdot 10^{-27})^{1/2} = \mathbf{5,01 \cdot 10^{-14} \text{ mol/dm}^3} \quad 2 \text{ pkt}$$

ad. g).

Stężenie jonów siarczkowych po zmieszaniu roztworów:

$$[S^{2-}] = 4 \cdot 10^{-8} / 2 = 2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3 \quad 1 \text{ pkt}$$

Stężenie wyjściowe jonów  $Pb^{2+}$  w roztworze:

$$[Pb^{2+}] = (0,040 \text{ g} / 207 \text{ g/mol}) / (0,1 \text{ dm}^3 + 0,1 \text{ dm}^3) = 9,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \quad 1 \text{ pkt}$$

Osad strąci się, jeśli iloczyn stężeń jonów  $S^{2-}$  i  $Pb^{2+}$  w roztworze przekroczy wartość iloczynu rozpuszczalności związku PbS. Zatem:

$$[Pb^{2+}] \cdot [S^{2-}] = (2 \cdot 10^{-8})(9,66 \cdot 10^{-4}) = 1,93 \cdot 10^{-11} > K_{so, PbS} (2,51 \cdot 10^{-27})$$

**Osad PbS strąci się w roztworze** 2 pkt

**Łącznie zadanie 2: 16 pkt**

### Zadanie 3 (20 pkt)

Próbkę technicznego chlorku żelaza(III) o masie 1g, zawierającą 3% zanieczyszczeń, rozpuszczono w wodzie destylowanej otrzymując 1 dm<sup>3</sup> roztworu. Następnie do dwóch zlewek pobrano po 100 cm<sup>3</sup> roztworu wyjściowego i dodano: do zlewki **nr 1** - 50 cm<sup>3</sup> roztworu AgNO<sub>3</sub> o stężeniu 0,1 mol/dm<sup>3</sup>, a do zlewki **nr 2** - 50 cm<sup>3</sup> roztworu NaOH o stężeniu 0,1 mol/dm<sup>3</sup>. Otrzymane w zlewkach osady odsączono, przemyto i wyprażono.

- Obliczyć stężenie roztworu wyjściowego chlorku żelaza(III) w mmol/dm<sup>3</sup>.
- Określić odczyn roztworu wyjściowego, pisząc stosowne równanie reakcji. Podać nazwę zjawiska decydującego o odczynie roztworu.
- Napisać równania reakcji zachodzących w zlewkach 1 i 2, a także podczas prażenia uzyskanych osadów.
- Obliczyć teoretyczne masy [mg] otrzymanych po wyprażeniu osadów.
- Napisać w formie jonowej równanie reakcji zachodzącej w zlewce nr 1 oraz obliczyć stężenia jonów [mmol/dm<sup>3</sup>] pozostałych w przesączu, pomijając zjawisko autodysocjacji wody i przyjmując, że iloczyn rozpuszczalności wytrąconego osadu jest rzędu 10<sup>-10</sup>.
- Napisać w formie jonowej równanie reakcji zachodzącej w zlewce nr 2 oraz obliczyć pH przesączu.

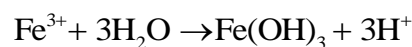
#### Przykładowe rozwiązanie:

ad. a).

Stężenie roztworu wyjściowego FeCl<sub>3</sub>:

$$c = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{1 \text{ g} \cdot 0,97}{162,4 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ dm}^3} = 0,006 \text{ mol/dm}^3 = \mathbf{6 \text{ mmol/dm}^3} \quad 2 \text{ pkt}$$

ad. b).



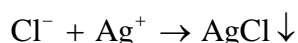
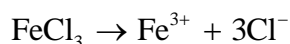
Odczyn kwaśny (lub pH < 7)

Hydroliza

3 pkt  
(po 1 pkt za każdą odpowiedź)

ad. c).

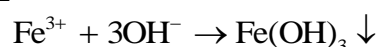
Zlewka nr 1



Prażenie osadu: brak zmian

1 pkt

Zlewka nr 2



1 pkt

1 pkt

ad. d).

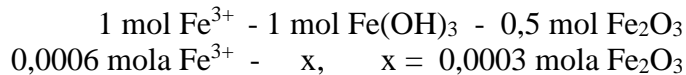
W 100 cm<sup>3</sup> roztworu znajduje się 0,0006 mola FeCl<sub>3</sub>

Masa AgCl



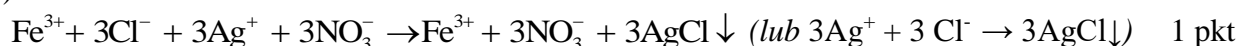
$$m_{\text{AgCl}} = 0,0018 \text{ mol} \cdot 143,4 \text{ g/mol} = 0,258 \text{ g} = \mathbf{258 \text{ mg AgCl}} \quad 2 \text{ pkt}$$

Masa Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>



$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 0,0003 \text{ mol} \cdot 159,8 \text{ g/mol} = 0,048 \text{ g} = \mathbf{48 \text{ mg Fe}_2\text{O}_3} \quad 2 \text{ pkt}$$

ad. e).



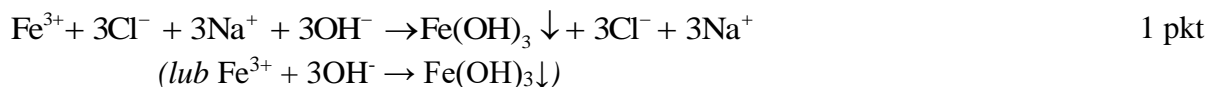
$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{6 \text{ mmol/dm}^3 \cdot 0,1 \text{ dm}^3}{0,15 \text{ dm}^3} = \mathbf{4 \text{ mmol/dm}^3} \quad 1 \text{ pkt}$$

$$[\text{NO}_3^-] = \frac{0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,05 \text{ dm}^3}{0,15 \text{ dm}^3} = 0,033 \text{ mol/dm}^3 = \mathbf{33 \text{ mmol/dm}^3} \quad 1 \text{ pkt}$$

Ponieważ użyto nadmiaru AgNO<sub>3</sub> w roztworze pozostaną jony Ag<sup>+</sup>:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,05 \text{ dm}^3 - 0,006 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,1 \text{ dm}^3 \cdot 3}{0,15 \text{ dm}^3} = 0,021 \text{ mol/dm}^3 = \mathbf{21 \text{ mmol/dm}^3} \quad 2 \text{ pkt}$$

ad. f).



$$[\text{OH}^-] = \frac{0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,05 \text{ dm}^3 - 0,006 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,1 \text{ dm}^3 \cdot 3}{0,15 \text{ dm}^3} = 0,021 \text{ mol/dm}^3 \quad 1 \text{ pkt}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 1,68$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = \mathbf{12,32} \quad 1 \text{ pkt}$$

**Łącznie zadanie 3: 20 pkt.**

**Masy molowe (g/mol): H - 1; O - 16; N - 14; P - 31; S - 32; Cl - 35,5; K - 39; Fe - 55,9; Ag - 107,9; Pb - 207.**