

X Podkarpacki Konkurs Chemiczny – 2017/2018

ETAP III – 24.02.2018 r. Godz. 12.00-15.00

Uwaga! Masy molowe pierwiastków podano na końcu zestawu.

Zadanie 1 (14 pkt)

1. Jaki to węglowodór, jeżeli do spalenia 1 jego objętości zużyto 3 objętości tlenu, otrzymując 2 objętości ditlenku węgla i 2 objętości pary wodnej:

- a) metan
 b) eten
 c) etan
 d) etyn

2. Jaka masa 3% wodnego roztworu bromu jest odbarwiona przez 50 cm³ gazowej mieszaniny o składzie 62% obj. etenu i 38% obj. etanu, jeżeli reakcja biegnie bez udziału światła.

- | | | | |
|----|-------------------------------------|-------|---|
| a) | <input type="checkbox"/> | 4,5 g | <i>W mieszaninie tylko C₂H₄ reaguje z bromem (odbarwia roztwór). Objętość C₂H₄ w mieszaninie wynosi 31 cm³. Eten reaguje z bromem zgodnie z równaniem C₂H₄ + Br₂ → C₂H₄Br₂</i>
<i>22,4 dm³ C₂H₄ - 160 g Br₂</i>
<i>0,031 dm³ - x</i>
<i>stąd x = 0,22 g Br₂ Masa 3% roztworu Br₂ wynosi - 7,3 g</i> |
| b) | <input type="checkbox"/> | 3,7 g | |
| c) | <input checked="" type="checkbox"/> | 7,3 g | |
| d) | <input type="checkbox"/> | 6,2 g | |

3. pH roztworu powstałego po zmieszaniu 100 cm³ 0,5 molowego kwasu siarkowego(VI) z 0,05 dm³ 2 molowego wodorotlenku potasu wynosi:

- | | | | |
|----|-------------------------------------|------|---|
| a) | <input checked="" type="checkbox"/> | 7 | <i>Równanie reakcji: H₂SO₄ + 2 KOH → K₂SO₄ + 2 H₂O</i>
<i>Liczba moli H₂SO₄ w mieszaninie n = 0,05 zaś KOH n = 0,1, to oznacza, że po reakcji zobojętniana w roztworze jest tylko K₂SO₄, czyli pH=7</i> |
| b) | <input type="checkbox"/> | 1,5 | |
| c) | <input type="checkbox"/> | 12,5 | |
| d) | <input type="checkbox"/> | 1 | |

4. Zmieszano 16 cm³ wodoru (nadmiar) z 28 cm³ mieszaniny tlenu i azotu. Po spaleniu mieszaniny, wykropleniu wody i osiągnięciu początkowych parametrów temperatury i ciśnienia objętość gazów wynosiła 25,6 cm³. Skład początkowy mieszaniny to:

- | | | | |
|----|-------------------------------------|--------------------------|---|
| a) | <input type="checkbox"/> | 22,5% tlenu, 77,5% azotu | <i>Z reakcji 2H₂ + O₂ → 2H₂O wynika, że stosunek obj. wodoru:tlenu = 2:1</i>
<i>Dla mieszaniny początkowej: x oznacza objętość tlenu, y objętość azotu</i>
<i>x + y = 28 cm³</i>
<i>Ponieważ x cm³ tlenu reaguje z 2x cm³ wodoru, po reakcji pozostanie wodor w ilości (16 - 2x) cm³.</i>
<i>W warunkach końcowych można zapisać równanie: (16 - 2x) + y = 25,6 cm³</i>
<i>Rozwiązując układ równań otrzymujemy: x = 6,13 cm³, y = 21,87 cm³</i>
<i>Zawartość tlenu w mieszaninie na początku wynosi:</i>
$c_{\%} = \frac{6,13}{28} \times 100\% = 21,9\%$ |
| b) | <input checked="" type="checkbox"/> | 21,9% tlenu, 78,1% azotu | |
| c) | <input type="checkbox"/> | 79,0% tlenu, 21,0% azotu | |
| d) | <input type="checkbox"/> | 23,1% tlenu, 76,9% azotu | |

5. W reakcji 15 g amalgamatu sodu z wodą wydzieliło się 800 cm³ gazu (warunki normalne). Zawartość w % mas. sodu w amalgamacie wynosi:

a)	<input type="checkbox"/>	5,4%	<i>Amalgamat sodu jest stopem sodu z rtęcią Na(Hg) w którym z wodą reaguje tylko Na wg równania:</i> $2\text{Na(Hg)} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ <table border="0" style="margin-left: 20px;"> <tr> <td>2·23 g Na</td> <td>-</td> <td>22,4 dm³ H₂</td> </tr> <tr> <td>x</td> <td>-</td> <td>0,8 dm³</td> </tr> <tr> <td colspan="3" style="border-top: 1px solid black; padding-top: 5px;">x = 1,64 g Na</td> </tr> </table> <i>Zawartość procentowa sodu w amalgamacie:</i> $x_{\text{Na}\%} = \frac{1,64 \text{ g}}{15 \text{ g}} \times 100\% = 10,9\%$	2·23 g Na	-	22,4 dm ³ H ₂	x	-	0,8 dm ³	x = 1,64 g Na		
2·23 g Na	-	22,4 dm ³ H ₂										
x	-	0,8 dm ³										
x = 1,64 g Na												
b)	<input type="checkbox"/>	7,0%										
c)	<input type="checkbox"/>	9,6%										
d)	<input checked="" type="checkbox"/>	10,9%										

6. Poddano termicznemu rozkładowi 12 g CaCO₃ (temp. 450°C). Reakcję przerwano gdy masa osadu wynosiła 9,8 g. Skład próbki po reakcji wynosił:

a)	<input checked="" type="checkbox"/>	71,4% CaCO ₃ ; 28,6% CaO	<i>Termiczny rozkład CaCO₃: CaCO₃ → CaO + CO₂</i> <i>Masa wydzielonego CO₂ wnosi 12 g - 9,8 g = 2,2 g</i> <table border="0" style="margin-left: 20px;"> <tr> <td>100 g CaCO₃</td> <td>-</td> <td>44 g CO₂</td> </tr> <tr> <td>x</td> <td>-</td> <td>2,2 g</td> </tr> <tr> <td colspan="3" style="border-top: 1px solid black; padding-top: 5px;">x = 5 g CaCO₃ uległo rozkładowi, pozostało 7 g CaCO₃</td> </tr> </table> <i>Skład próbki: $x_{\text{CaCO}_3\%} = \frac{7 \text{ g}}{9,8 \text{ g}} \times 100\% = 71,4\%$ $x_{\text{CaO}\%} = 28,6\%$</i>	100 g CaCO ₃	-	44 g CO ₂	x	-	2,2 g	x = 5 g CaCO ₃ uległo rozkładowi, pozostało 7 g CaCO ₃		
100 g CaCO ₃	-	44 g CO ₂										
x	-	2,2 g										
x = 5 g CaCO ₃ uległo rozkładowi, pozostało 7 g CaCO ₃												
b)	<input type="checkbox"/>	58,3% CaCO ₃ ; 41,7% CaO										
c)	<input type="checkbox"/>	0 % CaCO ₃ ; 100% CaO										
d)	<input type="checkbox"/>	10,5% CaCO ₃ ; 89,5% CaO										

7. Przeprowadzono reakcję 15 g mosiądzu z kwasem solnym i otrzymano 1,3 dm³ wodoru (warunki normalne). Skład mosiądzu jest następujący:

a)	<input type="checkbox"/>	68,5% Cu; 32,5% Ni	<i>Mosiądz to stop Zn i Cu. Z kwasem solnym reaguje Zn</i> $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ <table border="0" style="margin-left: 20px;"> <tr> <td>65 g Zn</td> <td>-</td> <td>22,4 dm³ H₂</td> </tr> <tr> <td>x</td> <td>-</td> <td>1,3 dm³</td> </tr> <tr> <td colspan="3" style="border-top: 1px solid black; padding-top: 5px;">x = 3,77 g Zn</td> </tr> </table> <i>Skład mosiądzu: $x_{\text{Zn}\%} = \frac{3,77 \text{ g}}{15 \text{ g}} \times 100\% = 25,1\%$ $x_{\text{Cu}\%} = 74,9\%$</i>	65 g Zn	-	22,4 dm ³ H ₂	x	-	1,3 dm ³	x = 3,77 g Zn		
65 g Zn	-	22,4 dm ³ H ₂										
x	-	1,3 dm ³										
x = 3,77 g Zn												
b)	<input checked="" type="checkbox"/>	25,1% Zn; 74,9% Cu										
c)	<input type="checkbox"/>	13,5% Sn; 86,5% Cu										
d)	<input type="checkbox"/>	42,5% Cu; 67,5% Zn										

8. Do 30 g wody dodano 2 g Na₂O. Stężenie % roztworu wodorotlenku sodu wynosi:

a)	<input checked="" type="checkbox"/>	8,06%	<i>Tlenek sodu reaguje z wodą: Na₂O + H₂O → 2NaOH</i> <table border="0" style="margin-left: 20px;"> <tr> <td>62 g Na₂O</td> <td>-</td> <td>2·40 g NaOH</td> </tr> <tr> <td>2 g</td> <td>-</td> <td>x</td> </tr> <tr> <td colspan="3" style="border-top: 1px solid black; padding-top: 5px;">x = 2,58 g NaOH, stąd $c_{\%} = \frac{2,58 \text{ g}}{32 \text{ g}} \times 100\% = 8,06\%$</td> </tr> </table>	62 g Na ₂ O	-	2·40 g NaOH	2 g	-	x	x = 2,58 g NaOH, stąd $c_{\%} = \frac{2,58 \text{ g}}{32 \text{ g}} \times 100\% = 8,06\%$		
62 g Na ₂ O	-	2·40 g NaOH										
2 g	-	x										
x = 2,58 g NaOH, stąd $c_{\%} = \frac{2,58 \text{ g}}{32 \text{ g}} \times 100\% = 8,06\%$												
b)	<input type="checkbox"/>	7,92%										
c)	<input type="checkbox"/>	7,46%										
d)	<input type="checkbox"/>	6,25%										

9. Do przygotowania roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) zastosowano 5-cio wodny hydrat tej soli. Aby przygotować 200 g 10%-go roztworu CuSO₄ do hydratu należy dodać wody w ilości:

a)	<input type="checkbox"/>	180,08 g	<i>Hydrat ma wzór CuSO₄·5H₂O. W 200 g 10% przygotowywanego roztworu masa CuSO₄ wynosi 20 g.</i> <table border="0" style="margin-left: 20px;"> <tr> <td>250 g CuSO₄·5H₂O</td> <td>-</td> <td>160 g CuSO₄</td> </tr> <tr> <td>x</td> <td>-</td> <td>20 g</td> </tr> <tr> <td colspan="3" style="border-top: 1px solid black; padding-top: 5px;">x = 31,25 g CuSO₄·5H₂O</td> </tr> </table> <i>Masa dodanej wody wynosi 200 g - 31,25 g = 168,75 g</i>	250 g CuSO ₄ ·5H ₂ O	-	160 g CuSO ₄	x	-	20 g	x = 31,25 g CuSO ₄ ·5H ₂ O		
250 g CuSO ₄ ·5H ₂ O	-	160 g CuSO ₄										
x	-	20 g										
x = 31,25 g CuSO ₄ ·5H ₂ O												
b)	<input type="checkbox"/>	145,36 g										
c)	<input checked="" type="checkbox"/>	168,75 g										
d)	<input type="checkbox"/>	172,55 g										

10. Techniczna soda żrąca zawiera 96% NaOH. Do przygotowania 2000 cm³ 0,075 molowego roztworu wodorotlenku sodu potrzeba sody żrącej:

a)	<input type="checkbox"/>	4 g	<i>Liczba moli NaOH potrzebna do przygotowania roztworu: 0,075 mol/dm³ 2dm³ = 0,15 mol, co odpowiada 6 g NaOH</i>
b)	<input checked="" type="checkbox"/>	6,25 g	

c)		6 g	$\frac{100 \text{ g sody żrącej} - 96 \text{ g NaOH}}{x - 6 \text{ g}}$
d)		7,5 g	$x = 6,25 \text{ g}$

11. W wyniku zmydlania tłuszczów otrzymuje się:

- a) sole wyższych kwasów tłuszczowych i glicerol
- b) mydła i kwasy tłuszczowe
- c) mydła i estry metylowe wyższych kwasów tłuszczowych
- d) sole wyższych kwasów tłuszczowych i metanol

12. Kwas acetylosalicylowy (aspiryna), pod wpływem wilgoci po dłuższym czasie ulega rozkładowi do:

- a) kwasu benzoowego i acetonu
- b) kwasu salicylowego i etanolu
- c) kwasu salicylowego i kwasu octowego
- d) kwasu octowego i acetonu

13. Octan winylu, z którego polimerów otrzymuje się farby, lakiery oraz nici chirurgiczne, można otrzymać w reakcji:

- a) kwasu octowego z alkoholem winylowym
- b) kwasu octowego z etanalem
- c) kwasu octowego z etanem
- d) kwasu octowego z etynem

14. Które, z podanych grup związków mają właściwości zasadowe?

- a) etyloamina, acetamid, amoniak
- b) anilina, fenol, amoniak
- c) amoniak, metyloamina, anilina
- d) aceton, etyloamina, anilina

Suma punktów 14

Zadanie 2 (17 pkt)

Przygotowano sproszkowaną mieszaninę żelaza, tlenku żelaza(II) i tlenku żelaza(III), w której ułamki molowe tlenków żelaza wynoszą odpowiednio: $x_{\text{FeO}} = 0,34$, $x_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 0,21$. W wysokiej temperaturze przez 7,5 g mieszaniny przepuszczano strumień wodoru.

- a) Obliczyć zawartości substancji w mieszaninie wyjściowej w % masowych.
- b) Obliczyć ile [g] Fe znajduje się w układzie po reakcji 7,5 g mieszaniny z wodorem oraz ile [g] wody skroplono po ochłodzeniu gazu?
- c) Obliczyć ile cm^3 roztworu kwasu solnego o stężeniu 20% i gęstości $1,098 \text{ kg/dm}^3$ potrzeba, aby rozpuścić 5 g mieszaniny wyjściowej? Jaka objętość gazu (warunki normalne) powstanie podczas rozpuszczania tej mieszaniny w kwasie solnym?

Przykładowe rozwiązanie:

a) Ułamki molowe składników mieszaniny

Jeżeli $y = n_{\text{FeO}} + n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} + n_{\text{Fe}}$, wówczas:

$$x_{\text{FeO}} = \frac{n_{\text{FeO}}}{y} = 0,34 \quad \text{stąd} \quad n_{\text{FeO}} = 0,34 \cdot y \quad 1 \text{ pkt}$$

$$x_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{y} = 0,21 \quad 1 \text{ pkt}$$

$$x_{\text{Fe}} = \frac{n_{\text{Fe}}}{y} = 1 - (0,34 + 0,21) = 0,45 \quad 1 \text{ pkt}$$

Masę mieszaniny (7,5 g) można zapisać równaniem:

$$7,5 = m_{\text{FeO}} + m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} + m_{\text{Fe}}, \text{ oraz}$$

$$7,5 = 0,34 \cdot y \cdot 72 + 0,21 \cdot y \cdot 160 + 0,45 \cdot y \cdot 56$$

gdzie masy molowe: Fe = 56 g/mol, FeO = 72 g/mol, Fe₂O₃ = 160 g/mol,

stąd $y = 0,09$ mol 1,5 pkt

Obliczone masy składników wynoszą:

$$m_{\text{FeO}} = 0,34 \cdot 0,09 \text{ mol} \cdot 72 \text{ g/mol} = 2,2 \text{ g} \quad m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 3,0 \text{ g} \quad m_{\text{Fe}} = 2,3 \text{ g}$$

% masowy składników mieszaniny wynosi:

$$\%_{\text{FeO}} = \frac{2,2}{7,5} \cdot 100\% = \mathbf{29,3\%} \quad \%_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \mathbf{40,0\%} \quad \%_{\text{Fe}} = \mathbf{30,7\%} \quad 1,5 \text{ pkt}$$

b) Z wodorem reagują FeO oraz Fe₂O₃ zgodnie z równaniami reakcji:



Na podstawie reakcji (1) i (2):

$\begin{array}{r} 1 \text{ mol FeO} \quad - \quad 56 \text{ g Fe} \\ 0,34 \cdot 0,09 \text{ mol FeO} \quad - \quad x \\ \hline x = 1,7 \text{ g Fe} \end{array}$	$\begin{array}{r} 1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \quad - \quad 2 \cdot 56 \text{ g Fe} \\ 0,21 \cdot 0,09 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \quad - \quad z \\ \hline z = 2,1 \text{ g Fe} \end{array}$
--	--

2 x 0,5 pkt

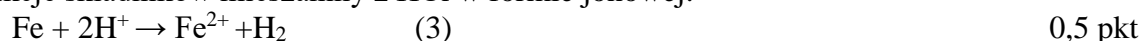
Całkowita masa żelaza: $m = 2,3 \text{ g} + 1,7 \text{ g} + 2,1 \text{ g} = \mathbf{6,1 \text{ g Fe}}$ 1 pkt

Obliczanie ilości wody zgodnie z równaniami (1) i (2):

$\begin{array}{r} 1 \text{ mol FeO} \quad - \quad 18 \text{ g H}_2\text{O} \\ 0,34 \cdot 0,09 \text{ mol} \quad - \quad x \\ \hline x = 0,55 \text{ g H}_2\text{O} \end{array}$	$\begin{array}{r} 1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \quad - \quad 3 \cdot 18 \text{ g H}_2\text{O} \\ 0,21 \cdot 0,09 \text{ mol} \quad - \quad z \\ \hline z = 1,02 \text{ g H}_2\text{O} \end{array}$
---	--

Masa wody wynosi: **1,57 g** 1 pkt

c) Reakcje składników mieszaniny z HCl w formie jonowej:



W 5 g mieszaniny znajduje się:

30,7% Fe czyli 1,535 g (0,027 mol); 29,3% FeO czyli 1,465 g (0,02 mol);

40% Fe₂O₃ czyli 2 g (0,0125 mol) 1 pkt

Obliczenia stechiometryczne liczby moli HCl wg równań reakcji (3) – (5):



$x = 0,054$ mola HCl, oraz odpowiednio:

do reakcji z FeO potrzeba 0,04 mol HCl;

do reakcji z Fe₂O₃ potrzeba 0,075 mol HCl

Całkowita ilość chlorowodoru wynosi: 0,169 mol, tj. 6,168 g HCl 2 pkt

Masa 20%-go roztworu HCl wynosi:

$$m_{r-\text{ruHCl}} = \frac{m_{\text{HCl}} \cdot 100}{c_{\%}} = 30,84 \text{ g} \quad 0,5 \text{ pkt}$$

Objętość roztworu kwasu solnego :

$$V_{r-\text{ruHCl}} = \frac{m_{r-\text{ruHCl}}}{d_{r-\text{ruHCl}}} = \mathbf{28,09 \text{ cm}^3} \quad 0,5 \text{ pkt}$$

Wodór wydziela się tylko w reakcji: $\text{Fe} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$ (0,027 mol), i jego objętość

w warunkach normalnych wynosi **0,605 dm³** 0,5 pkt

Suma punktów 17

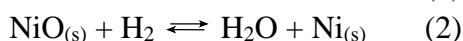
Zadanie 3 (19 pkt)

Mimo że stopy niklu znane były już w starożytności dopiero w drugiej połowie XVIII wieku szwedzki chemik i mineralog, Axel Fredrik Cronstedt (1722 – 1765) wyodrębnił ten metal w stanie czystym. Obecnie nikiel produkowany jest z rudy tlenkowej (lateryt i saprolit) lub rudy siarczkowej, około 60% niklu pochodzi ze złóż siarczkowych, a 40% ze złóż tlenkowych. W rudach laterytowych nikiel jest związany z tlenkiem żelaza lub związkami krzemionkowymi i trudno jest dokonać wzbogacenia celem otrzymania koncentratu. Na niewielką skalę stosunkowo czysty nikiel otrzymuje się redukując NiO wodorem.

- Zapisz równania reakcji:
 - otrzymywania wodorotlenku niklu(II) (w wersji jonowej skróconej),
 - utleniania wodorotlenku niklu(II) do tlenku niklu(IV) za pomocą nadtlenu wodoru (zapis cząsteczkowy).
- Oblicz pH roztworu nasyconego $\text{Ni}(\text{OH})_2$ nad niebieskim osadem wodorotlenku niklu(II), jeżeli wartość iloczynu rozpuszczalności $K_{\text{so},\text{Ni}(\text{OH})_2} = 1,2 \cdot 10^{-10}$.

3. Rozwiąż zadanie:

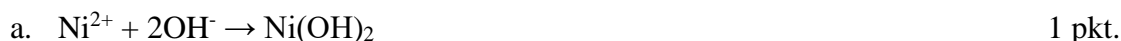
W szczelnym reaktorze o pojemności 1 dm^3 umieszczono 1 mol stałego, sproszkowanego NiO i po uprzednim wyewakuowaniu (usunięciu powietrza) wprowadzono 1 mol pary wodnej i 1 mol tlenku węgla(II), a następnie ogrzano do temperatury 1000 K. Zadana temperaturę utrzymywano przez dłuższy czas aż do ustalenia się równowagi. W układzie zaszły reakcje:



Oblicz z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku, masę metalicznego niklu po ustaleniu się równowagi, jeżeli w temperaturze 1000 K znane są: $K_{p,1} = 1,41$ i $K_{p,2} = 1,131 \cdot 10^2$ (w obliczeniach dotyczących gazów zaniedbaj objętość stałego NiO).

Przykładowe rozwiązanie:

ad. 1



ad. 2



$K_{\text{so},\text{Ni}(\text{OH})_2} = [\text{Ni}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$ 0,5 pkt.

$1,2 \cdot 10^{-10} = x \cdot (2x)^2$, gdzie

x – stężenie molowe jonów Ni^{2+} w nasyconym roztworze,

$2x$ - stężenie molowe jonów OH^- w nasyconym roztworze.

stąd: $x = \sqrt[3]{\frac{1,2 \cdot 10^{-10}}{4}}$ oraz $x = 3,107 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ 2 pkt.

$[\text{OH}^-] = 2 \cdot 3,107 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 = 6,214 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ 1 pkt.

$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$ 0,5 pkt.

$\text{pOH} = -\log(6,214 \cdot 10^{-4}) = 3,21$ 0,5 pkt.

$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$ 0,5 pkt.

$\text{pH} = 14 - 3,21 = \mathbf{10,79}$ 0,5 pkt.

ad. 3.

Liczby moli składników w reaktorze:

I – przed reakcją

II – przereagowane

III – w stanie równowagi

dla reakcji 1

	I	II	III
H ₂ O	1,0000	x	1 - x
CO	1,0000	x	1 - x
H ₂	-	-	x
CO ₂	-	-	x

1 pkt.

dla reakcji 2

	I	II	III
H ₂	x	y	x - y
H ₂ O	1 - x	-	1 - x + y

1 pkt.

Ze względu na fakt, że sumaryczna liczba moli reagentów gazowych w reaktorze nie ulega zmianie (współczynniki stechiometryczne w reakcji (1) i (2) są jednostkowe), ciśnieniowe stałe równowagi K_p są równe stężeniowym stałym równowagi K_c , tj.

1 pkt.

$$K_{p,1} = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]}$$

0,5 pkt.

$$K_{p,2} = \frac{[\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_2]}$$

0,5 pkt.

Zatem:

$$\begin{cases} 1,41 = \frac{x \cdot (x - y)}{(1 - x + y) \cdot (1 - x)} & (3) \\ 113,1 = \frac{1 - x + y}{x - y} & (4) \end{cases}$$

2 pkt.

Układ równań można rozwiązać np. mnożąc oba równania stronami

$$1,41 \cdot 113,1 = \frac{x \cdot (x - y)}{(1 - x + y) \cdot (1 - x)} \cdot \frac{1 - x + y}{x - y}$$

$$159,47 = \frac{x}{1 - x}$$

$$x = 0,9938 \quad (\text{liczba moli przereagowanej wody i tlenku węgla(II)}).$$

2 pkt.

Po podstawieniu wartości x do równania (4) uzyskuje się:

$$y = 0,9134 \quad (\text{liczba moli przereagowanego wodoru}).$$

2 pkt.

Liczba moli i masa otrzymanego niklu:

$$n_{\text{Ni}} = 0,9134 \text{ mol}, M_{\text{Ni}} = 58,69 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{Ni}} = 0,9134 \text{ mol} \cdot 58,69 \text{ g/mol} = \mathbf{53,61 \text{ g}}$$

1 pkt.

Zadanie 4 (25 pkt)

Potencjometria to instrumentalna metoda analizy, wykorzystująca zależność między aktywnością oznaczanego jonu a potencjałem półogniwa, który opisuje równanie Nernsta. W uproszczeniu, dla roztworów niezbyt stężonych, aktywność jonu można zastąpić jego stężeniem molowym. W praktyce pomiar metodą potencjometryczną sprowadza się do pomiaru SEM ogniwa, zbudowanego z elektrody wskaźnikowej, której potencjał zależy od stężenia oznaczanego składnika i elektrody porównawczej (np. chlorosrebrowej), której potencjał w warunkach pomiaru jest stały. Metodę potencjometryczną można wykorzystać nie tylko w analizie ilościowej, ale także do wyznaczania iloczynów rozpuszczalności trudno rozpuszczalnych soli czy stałych dysocjacji słabych elektrolitów. Najczęściej stosowaną metodą potencjometryczną jest pH-metria, polegająca na pomiarze stężenia jonów wodorowych za pomocą jonoselektywnej elektrody wodorowej.

- A. Za pomocą pH-metru zmierzono pH kwasu octowego o stężeniu $0,1 \text{ mol/dm}^3$ w temperaturze 298 K i otrzymano wartość równą $2,88$.
1. Napisać równanie dysocjacji kwasu octowego i obliczyć wartość stopnia dysocjacji α [%].
 2. Napisać wyrażenie na stałą dysocjacji kwasu octowego z uwzględnieniem stopnia dysocjacji i obliczyć jej wartość.
- B. Do oznaczenia stężenia jonów fluorkowych w moczu wykorzystano potencjometrię bezpośrednią z zastosowaniem jonoselektywnej elektrody fluorkowej. W pierwszej kolejności, w celu wyznaczenia krzywej wzorcowej wykonano pomiar SEM ogniwa pomiarowego (półogniwo fluorkowo i półogniwo chlorosrebrowe) dla sześciu roztworów, zawierających roztwór buforujący i jony fluorkowe o stężeniach: $5 \cdot 10^{-6}$; $1 \cdot 10^{-5}$; $2,5 \cdot 10^{-5}$; $5 \cdot 10^{-5}$; $5 \cdot 10^{-4}$ i $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ otrzymując odpowiednio wartości: $64,7$; $49,9$; $25,2$; $7,0$; $-51,8$ oraz -108 mV .
Na podstawie powyższych danych wykreślono krzywą wzorcową, której równanie ma postać:
- $$\text{SEM} = -58,1 \cdot \log(c_F) - 242,5$$
- Następnie do 20 cm^3 próbki moczu dodano 20 cm^3 roztworu buforującego i zmierzono SEM ogniwa, otrzymując wartość $2,3 \text{ mV}$.
Obliczyć stężenie jonów fluorkowych w próbce moczu w mg/dm^3 .
- C. SEM ogniwa składającego się z elektrody srebrowej zanurzonej w $0,001 \text{ M AgNO}_3$ (elektroda 1) oraz elektrody srebrowej zanurzonej w nasyconym roztworze Ag_2S (elektroda 2) w temp. 298K wynosi $0,806 \text{ V}$. Potencjał standardowy półogniwa srebrowego wynosi $0,799 \text{ V}$.
1. Napisać wyrażenia na potencjały obu elektrod ogniwa; określić, które półogniwo jest anodą, a które katodą i zapisać schemat ogniwa.
 2. Podać równania reakcji elektrodowych, zachodzących w obu półogniwach podczas pracy ogniwa.
 3. Na podstawie SEM ogniwa obliczyć stężenie jonów Ag^+ w nasyconym roztworze Ag_2S
 4. Napisać wyrażenie na iloczyn rozpuszczalności Ag_2S i obliczyć jego wartość. Dla soli Ag_2S przyjąć, że $[\text{Ag}^+] \ll 0,001 \text{ mol/dm}^3$.

Przykładowe rozwiązanie:

Ad. A-1



$$\alpha = \frac{c_{\text{zdysocj.}}}{c_o} \cdot 100\% = \frac{[\text{H}^+]}{c_o} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{c_o} \quad (2) \quad 1 \text{ pkt}$$

gdzie c_o i $c_{\text{zdysocj.}}$ – stężenie niezdisocjowanego i zdysocjowanego kwasu octowego
 $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 2,88$, stąd $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 0,00132 \text{ mol/dm}^3$ 1 pkt

$$\alpha = \frac{0,00132}{0,1} \cdot 100\% = \mathbf{1,32\%} \quad 1 \text{ pkt}$$

Ad. A-2

Wyrażenie na stałą równowagi reakcji (1), zwaną stałą dysocjacji, ma postać:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (3) \quad 1 \text{ pkt}$$

gdzie $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ - stężenie niezdisocjowanych cząsteczek kwasu octowego.

Uwzględniając zależność (2) uzyskuje się:

$$K_a = \frac{c_o \alpha \cdot c_o \alpha}{c_o - c_o \alpha} = \frac{c_o \alpha^2}{1 - \alpha} \quad 1 \text{ pkt}$$

Stąd

$$K_a = \mathbf{1,75 \cdot 10^{-5}} \quad 1 \text{ pkt}$$

Ad. B

Z równania krzywej wzorcowej oblicza się wartość $\log(c_F)$, odpowiadającą wartości SEM w próbce moczu:

$$2,3 = -58,1 \cdot \log(c_F) - 242,5$$

$$\log(c_F) = -4,21$$

$$c_F = 6,17 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 \quad 2 \text{ pkt}$$

Uwzględniając dwukrotne rozcieńczenie próbki do analizy, c_F w próbce moczu wynosi:

$$c_F = 2 \cdot 6,17 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 = 1,234 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3, \text{ tj.} \quad 1 \text{ pkt}$$

$$c_F = 1,234 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \cdot 19 \text{ g/mol} = 2,33 \cdot 10^{-3} \text{ g/dm}^3 = \mathbf{2,34 \text{ mg/dm}^3} \quad 2 \text{ pkt}$$

Ad. C-1

Równanie Nernsta dla półogniwa srebrowego w temperaturze 298 K ma postać:

$$E = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} + \frac{0,059}{1} \log[\text{Ag}^+] \quad 1 \text{ pkt}$$

$$\text{stąd } E_1 = 0,799 + \frac{0,059}{1} \log(0,001) = 0,622 \text{ V}$$

$$E_2 = 0,799 + 0,059 \log[\text{Ag}^+]_{\text{nas. Ag}_2\text{S}} = 0,799 + 0,059 \log[\text{Ag}^+]$$

gdzie $[\text{Ag}^+]_{\text{nas. Ag}_2\text{S}}$ – stężenie jonów Ag^+ w nasyconym roztworze Ag_2S .

Ponieważ dla trudnorozpuszczalnej soli srebra Ag_2S obowiązuje warunek, że $[\text{Ag}^+] \ll 0,001$, zatem $[\text{Ag}^+]_1 > [\text{Ag}^+]_2$ i $E_1 > E_2$

Stąd w rozważanym ogniwie:

Anoda - elektroda 2

3 pkt

Katoda - elektroda 1

Schemat ogniwa: $\text{Ag} \mid \text{Ag}^+(\text{ nas. Ag}_2\text{S}) \parallel \text{Ag}^+(0,001\text{M}) \mid \text{Ag}$

1 pkt

Ad. C-2

Anoda: $\text{Ag} - \bar{e} \rightarrow \text{Ag}^+$ lub $\text{Ag} - \bar{e} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}$

Katoda: $\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Ag}$

2 pkt

Ad. C-3

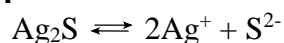
$$\text{SEM} = E_1 - E_2 = 0,622 - [0,799 + 0,059 \log[\text{Ag}^+]] = 0,806 \text{ V}$$

$$\log[\text{Ag}^+] = -16,661$$

$$[\text{Ag}^+] = 2,18 \cdot 10^{-17} \text{ mol/dm}^3$$

3 pkt

Ad. C4



$$K_{\text{so, Ag}_2\text{S}} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{S}^{2-}]$$

1 pkt

$$[\text{Ag}^+] = 2,18 \cdot 10^{-17} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{1}{2} [\text{Ag}^+] = 1,09 \cdot 10^{-17} \text{ mol/dm}^3$$

$$K_{\text{so, Ag}_2\text{S}} = (2,18 \cdot 10^{-17})^2 \cdot 1,09 \cdot 10^{-17} = 5,18 \cdot 10^{-51}$$

2 pkt

Suma punktów 25

Zadanie 5 (20 pkt)

Pewien eter A ($\text{R-O-R}'$) poddano reakcji z kwasem jodowodorowym (*reakcja 1*) i w wyniku otrzymano jodek metylu i alkohol B. Alkohol ten utleniany chlorochromianem pirydyny (łagodny utleniacz) przechodzi w związek C (*reakcja 2*), który daje pozytywny wynik próby Tollensa (*reakcja 3*). Dehydratacja alkoholu B (*reakcja 4*) prowadzi do węglowodoru D zawierającego 85,63% węgla. Gęstość par tego węglowodoru względem gęstości powietrza wynosi 1,45.

- Wyznaczyć wzór najprostszy i rzeczywisty węglowodoru D.
- Podać wzory półstrukturalne i nazwy związków A, B, C i D oraz schematy wszystkich zachodzących reakcji.
- Na alkohol B podziało manganianem(VII) potasu w środowisku kwasu siarkowego(VI).

- i. Podać wzór i nazwę produktu reakcji.
- ii. Zbilansować równanie reakcji.

Przykładowe rozwiązanie:

Ad. A)

Identyfikacja węglowodoru D (C_xH_y) na przykładzie 100 g związku:

% zawartość wodoru:	$100\% - 85,63\% = 14,37\%$	
liczba moli węgla:	$n_C = \frac{85,63}{12,011} = 7,13$	
liczba moli wodoru	$n_H = \frac{14,37}{1,008} = 14,26$	
wzór najprostszy:	$n_C : n_H = 7,13 : 14,26 = 1 : 2,$	CH₂ 2 pkt

masa molowa węglowodoru D: $d_D/d_{pow.} = 1,45 = M_D/M_{pow.}, M_D = 29 \cdot 1,45 = 42,05 \text{ g/mol}$

$M_{CH_2} = 12,0 + 2 \cdot 1,0 = 14,0 \text{ g/mol}$ 1 pkt

wzór rzeczywisty:

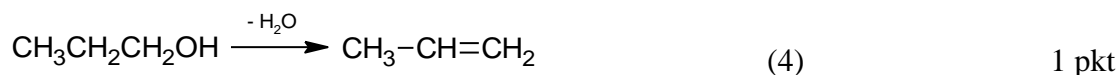
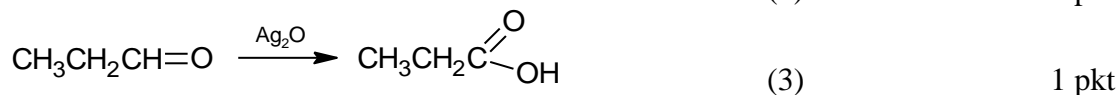
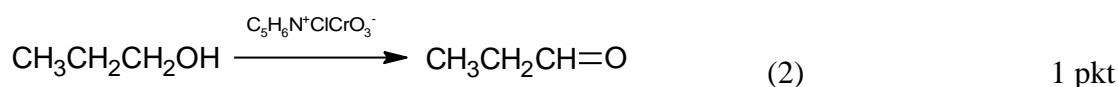
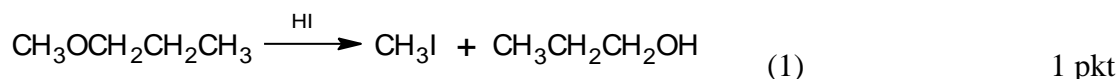
$$\frac{M_D}{M_{CH_2}} = \frac{42,05}{14,0} = 3, \implies \mathbf{D = C_3H_6}$$
 1 pkt

Ad. B)

Wzory i nazwy związków A – D:

eter A,	$CH_3-CH_2-CH_2-O-CH_3$	eter metylowo-propylowy, 1-metoksypropan	1 pkt+1 pkt
alkohol B,	$CH_3-CH_2-CH_2-OH$	propan-1-ol, alkohol propylowy	1 pkt+1 pkt
związek C,	$CH_3-CH_2-CH=O$	propanal	1 pkt+1 pkt
węglowodór D,	$CH_3-CH=CH_2$	propen	1 pkt+1 pkt

Schematy reakcji

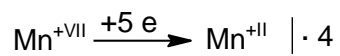
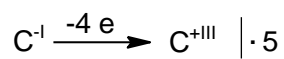
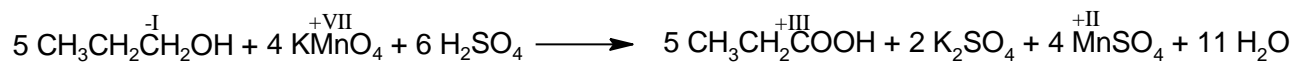


Ad. C)

(i) Reakcja utleniania alkoholu B manganianem(VII) potasu w środowisku kwasu siarkowego(VI): prowadzi do kwasu **propanowego**:



(ii) Równanie reakcji:



2 pkt

Suma punktów 20

**Masy molowe (g·mol⁻¹): H – 1; C – 12; O – 16; F – 19; Na – 23; S – 32; Cl – 35,5; Ca – 40,
Fe – 56; Zn – 65; Ni – 58,69; Cu – 64; Br - 80**