

Rozwiązania zadań trudnych (**)

ze „Zbioru zadań z chemii... Zakres rozszerzony”

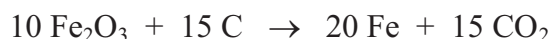
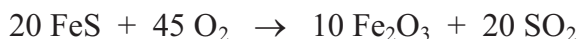
Krzysztofa M. Pazdry i Anny Roli-Noworyty

1.24.

$$1 : 2,75 = 4 : 11$$

$$4 + 11 > 14$$

1.85.



Tak, można nawet 15.

1.111. a), b) Numer okresu i numer grupy jednego składnika (niezależnie od kolejności we wzorze) maleje o jedność [np. w a) Xe, Br, S]. W przypadku drugiego składnika numer okresu rośnie, a numer grupy maleje o jedność [np. w a) O, P, Ge]. Zmiany te dobrze widać kreśląc ukośne linie w tablicy Mendelejewa. Odpowiedzi są w *Zbiorze*.

2.13.

$$2,33 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 2,33 \cdot 10^{-23} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u} = 14 \text{ u}$$

$$\text{dla } \text{C}_9\text{H}_{13}\text{X} \quad (108 + 13 + 14) \text{ u} = 135 \text{ u}$$

2.18.

a) $M_r(\text{E}_2\text{O}) < M_r(\text{EO}_2)$

$$2 A_r(\text{E}) + 16 \text{ u} < A_r(\text{E}) + 32 \text{ u}$$

$$A_r(\text{E}) < 16 \text{ u}$$

b) $M_r(\text{E}_2\text{O}) > M_r(\text{EO}_2)$

$$2 A_r(\text{E}) + 16 \text{ u} > A_r(\text{E}) + 32 \text{ u}$$

$$A_r(\text{E}) > 16 \text{ u}$$

2.19.

$$\frac{M_r(\text{E}_2\text{S})}{M_r(\text{E}_2\text{O})} = \frac{2 \cdot A_r(\text{E}) + 32 \text{ u}}{2 \cdot A_r(\text{E}) + 16 \text{ u}} = 1,26$$

$$A_r(\text{E}) = 23 \text{ u, czyli sód}$$

2.57.

uran

a) $V_U = 1/3 \pi r^2 \cdot 4r = 4/3 \pi r^3$

$$V_U = V_{\text{Pu}} = V$$

b) $m_U = V \cdot d_U = V \cdot 19,0 \text{ g/cm}^3$

$$m_{\text{Pu}} > m_U$$

c) $n_U = \frac{m_U}{A_U} = \frac{V \cdot 19,0 \text{ g/cm}^3}{238} = 0,080 V$

$$n_{\text{Pu}} > n_U$$

d) $x_{\text{at. U}} = n_U \cdot N_A = 0,080 V \cdot N_A$

$$x_{\text{at. Pu}} > x_{\text{at. U}}$$

pluton

$$V_{\text{Pu}} = 4/3 \pi r^3$$

$$m_{\text{Pu}} = V \cdot d_{\text{Pu}} = V \cdot 19,8 \text{ g/cm}^3$$

$$n_{\text{Pu}} = \frac{m_{\text{Pu}}}{A_{\text{Pu}}} = \frac{V \cdot 19,8 \text{ g/cm}^3}{244} = 0,081 V$$

$$x_{\text{at. Pu}} = n_{\text{Pu}} \cdot N_A = 0,081 V \cdot N_A$$

2.64.

$$\left. \begin{array}{l} 32 \text{ g O}_2 \text{ — } N_A \text{ cząsteczek} \\ p [\text{g}] \text{ O}_2 \text{ — } x \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{p \cdot N_A}{32}$$
$$\left. \begin{array}{l} 28 \text{ g N}_2 \text{ — } N_A \text{ cząsteczek} \\ y \text{ — } \frac{p \cdot N_A}{32} \end{array} \right\} \Rightarrow y = 0,875 p [\text{g}]$$

lub prościej, jeśli uczeń wie, co to jest masa molowa:

Jeżeli n – liczba moli cząsteczek, to:

$$n = \frac{m_S}{M} \Rightarrow \frac{p [\text{g}]}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{y}{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \Rightarrow y = 0,875 p [\text{g}]$$

2.65. d)

$$\left. \begin{array}{l} 28 \text{ g C}_2\text{H}_4 \text{ — } 6 N_A \text{ atomów} \\ p [\text{g}] \text{ C}_2\text{H}_4 \text{ — } x \end{array} \right\} x = \frac{p \cdot 6 N_A}{28}$$
$$\left. \begin{array}{l} 28 \text{ g N}_2 \text{ — } 2 N_A \text{ atomów} \\ y \text{ — } \frac{p \cdot 6 N_A}{28} \end{array} \right\} \Rightarrow y = 3 p [\text{g}]$$

2.70. W 100 kg wody:

$$\text{liczba kropel} = \frac{100 \text{ kg}}{33 \text{ mg}} \approx 3 \cdot 10^6$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ kropla — } 50 \cdot 10^9 \text{ atomów} \\ 3 \cdot 10^6 \text{ kropel — } x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 1,5 \cdot 10^{17} \text{ atomów}$$

$$\left. \begin{array}{l} 197 \text{ g Au — } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomów} \\ y \text{ — } 1,5 \cdot 10^{17} \text{ atomów} \end{array} \right\} \Rightarrow y = 0,05 \text{ mg}$$

2.84.

$$\frac{M_r(\text{E}_2\text{S}_3)}{M_r(\text{E}_2\text{O}_3)} = \frac{(2 A_r(\text{E}) + 96) \text{ u}}{(2 A_r(\text{E}) + 48) \text{ u}} \approx 1,5 \Rightarrow A_r(\text{E}) \approx 24 \text{ u}$$

ale magnez jest dwuwartościowy, więc metalem trójwartościowym o najbardziej zbliżonej masie atomowej jest glin (w treści zastrzeżono „około”).

2.100. Cząsteczka N_2 zawiera 2 atomy azotu, a cząsteczka NH_3 – 1 atom. Należy zatem odmierzyć:

$$V = \frac{1}{2} p = 0,5 p [\text{dm}^3] \text{ N}_2$$

2.112.

$$\left. \begin{array}{l} 22,4 \text{ dm}^3 \text{ SO}_3 \text{ — } 3 \text{ mole O} \\ p [\text{dm}^3] \text{ SO}_3 \text{ — } x \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{3p \text{ mol}}{22,4}$$

$$\left. \begin{array}{l} 22,4 \text{ dm}^3 \text{ SO}_2 \text{ — } 2 \text{ mole O} \\ y \text{ SO}_2 \text{ — } \frac{3 p \text{ mol}}{22,4} \text{ moli O} \end{array} \right\} \Rightarrow y = 1,5 p [\text{dm}^3]$$

2.114.

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ kmol N}_2\text{O}_3 \text{ zawiera } 2 \text{ kmole N} \\ p [\text{kmol}] \text{ N}_2\text{O}_3 \text{ zawiera } x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 2 p [\text{kmol}]$$

$$\left. \begin{array}{l} 22,4 \text{ m}^3 \text{ NO to } 1 \text{ kmol N} \\ y \text{ to } 2p \text{ kmoli N} \end{array} \right\} \Rightarrow y = 44,8 p [\text{m}^3]$$

2.123.

$$\text{a) } x = \frac{V_A}{V_B} = \frac{\frac{m}{d_A}}{\frac{m}{d_B}} = \frac{d_B}{d_A} = \frac{\frac{m_B}{V_O}}{\frac{m_A}{V_O}} = \frac{m_B}{m_A}$$

$$\text{b) } x = \frac{m(A)}{m(B)} = \frac{V_O d_A}{V_O d_B} = \frac{\frac{m_A}{V_O}}{\frac{m_B}{V_O}} = \frac{m_A}{m_B}$$

2.132.

$$pV = nRT \Rightarrow V = n \frac{RT}{p} \text{ gdzie } n = 1 \text{ mol NH}_3$$

$$\left. \begin{array}{l} \frac{RT}{p} \text{ dm}^3 \text{ NH}_3 \text{ zawiera } 3 \text{ mole H} \\ x \text{ zawiera } k \text{ moli H} \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{k RT}{3 p}$$

2.139.

$$\frac{p_O V_O}{T_O} = \frac{pV}{T} \text{ jeżeli } V_O = V \text{ to } \frac{p}{T} = \frac{p_O}{T_O} = \frac{1013 \text{ hPa}}{273 \text{ K}} = 3,71 \frac{\text{hPa}}{\text{K}}$$

3.9. Stosunki:

w węglanie wapnia: Ca : C : O = x : y : z

w tlenku wapnia: Ca : O = a : b = 5 : 2

w ditlenku węgla: C : O = c : d = 3 : 8

$$\left. \begin{array}{l} a + b = 14 \\ \frac{a}{b} = \frac{5}{2} \end{array} \right\} \Rightarrow \begin{array}{l} a = 10 \\ b = 4 \end{array} \quad \left. \begin{array}{l} c + d = 11 \\ \frac{c}{d} = \frac{3}{8} \end{array} \right\} \Rightarrow \begin{array}{l} c = 3 \\ d = 8 \end{array} \quad \left. \begin{array}{l} x + y + z = 25 \\ \frac{x}{y} = \frac{10}{3} \\ \frac{x}{z} = \frac{10}{4 + 8} \end{array} \right\} \begin{array}{l} x = 10 \\ y = 3 \\ z = 12 \end{array}$$

3.10. Stosunki:

w siarczanie sodu: $\text{Na} : \text{S} : \text{O} = x : y : z$
 w tlenku sodu: $\text{Na} : \text{O} = a : b = 23 : 8$
 w ditlenku siarki: $\text{S} : \text{O} = c : d = 1 : 1$

$$\left. \begin{array}{l} a + b = 62 \\ \frac{a}{b} = \frac{23}{8} \end{array} \right\} \Rightarrow \begin{array}{l} a = 46 \\ b = 16 \end{array} \quad \left. \begin{array}{l} c + d = 64 \\ \frac{c}{d} = \frac{1}{1} \end{array} \right\} \Rightarrow \begin{array}{l} c = 32 \\ d = 32 \end{array}$$

$$\left. \begin{array}{l} x + y + z = 126 \\ \frac{x}{y} = \frac{46}{32} \\ \frac{x}{z} = \frac{46}{16 + 32} \end{array} \right\} \Rightarrow \begin{array}{l} x = 46 \\ y = 32 \\ z = 48 \end{array} \Rightarrow 46 : 32 : 48 = 23 : 16 : 24$$

3.24. Dla E_xN_y procent N spełnia relacje:

$$0,189 = \frac{14y}{148u} \Rightarrow y = 2, \text{ zatem dla } \text{E}_3\text{N}_2 \text{ } 148u = A_r(\text{E}) \cdot 3 + 14u \cdot 2 \Rightarrow A_r(\text{E}) = 40u$$

3.25. Dla E_2SO_4 :

$$\left. \begin{array}{l} (2x + 32 + 64)u \text{ --- } 100\% \\ 32u \text{ --- } p \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{1600}{p} - 48$$

3.26. Dla $\text{M}_2(\text{CO}_3)_x$:

$$\left. \begin{array}{l} 2A_r(\text{M}) + 12x + 48x \text{ --- } 100\% \\ 48x \text{ --- } p \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{p A_r(\text{M})}{2400 - 30p}$$

3.27.

$$\left. \begin{array}{l} 143,5 \text{ g AgCl zawiera } 35,5 \text{ g Ag} \\ 12,3 \text{ g AgCl zawiera } x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 3 \text{ g} \quad \left. \begin{array}{l} 5 \text{ g --- } 100\% \\ 3 \text{ g --- } x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 60\%$$

3.28. W 13 g tlenku metalu jest:

$$\frac{13 \text{ g} \cdot 25,8\%}{100\%} = 3,35 \text{ g tlenu i } 9,65 \text{ g metalu}$$

W 10 g tlenku niemetalu jest:

$$\frac{10 \text{ g} \cdot 56,3\%}{100\%} = 5,63 \text{ g tlenu i } 4,37 \text{ g niemetalu}$$

Skład soli $\text{M}_i\text{E}_j\text{O}_k$

$$\%M = \frac{9,65 \text{ g} \cdot 100\%}{(10 + 13) \text{ g}} = 42\%$$

$$\%E = \frac{4,37 \text{ g} \cdot 100\%}{(10 + 13) \text{ g}} = 19\%$$

$$\%O = 100\% - 42\% - 19\% = 39\%$$

3.29. Masę atomową metalu M przyjęto za x :

$$m_{\text{Cl w MCl}_2} = \frac{2 \cdot 35,5 \text{ u}}{(x + 2 \cdot 35,5) \text{ u}}; \quad m_{\text{Cl w MCl}_3} = \frac{3 \cdot 35,5 \text{ u}}{(x + 3 \cdot 35,5) \text{ u}}$$

$$\frac{m_{\text{Cl w MCl}_2}}{m_{\text{Cl w MCl}_3}} = \frac{1}{1,172} \Rightarrow x \approx 55 \text{ (żelazo)}$$

3.50. Dla $C_xH_yE_z$

$$\frac{12 \text{ u} \cdot x}{1 \text{ u} \cdot y} = \frac{49\%}{2,7\%} \Rightarrow \frac{x}{y} = \frac{3}{2}$$

Dla $(C_3H_2E_z)_n$ przy $n = 1$: $z \cdot A_r(E) = 109$

Jeżeli $z = 1$, to $A_r(E) = 109$; jeżeli $z = 2$, to $A_r(E) = 54,5$; jeżeli $z = 3$, to $A_r(E) = 36,3$ – nie ma takich pierwiastków.

Przy $n = 2$ $z \cdot A_r(E) = 35,5$, czyli chlor, zatem $C_6H_4Cl_2$

Uwaga: zadanie można rozwiązać kilkoma innymi sposobami.

3.51. Obliczamy, jaką liczbę (x) reszt fosforanowych PO_4 zawiera fosforan:

$$\left. \begin{array}{l} 112 \text{ u} \text{ — } 100\% \\ 4 \cdot 16 \cdot x \text{ — } 30,2\% \end{array} \right\} \Rightarrow x = 1$$

Zatem fosforan ma skład M_3PO_4 lub MPO_4 . Dla M_3PO_4 masa cząsteczkowa wynosi:

$$M_r = \frac{212 \text{ u} - (31 + 4 \cdot 16) \text{ u}}{3} = 39 \text{ u, czyli potas}$$

dla MPO_4 $M_r = 117 \text{ u}$, ale taki pierwiastek nie istnieje.

3.52. Zakładamy, że pierwiastek E ma wartościowość y .

$$\text{Dla } E_2O_y: \frac{A_r(E) \cdot 2}{16 y} = \frac{69,9\%}{30,1\%} \Rightarrow \frac{A_r(E)}{y} = 18,6$$

$$\text{Dla } EX_y: \frac{A_r(E)}{A_r(X) \cdot y} = \frac{34,4\%}{65,6\%} \Rightarrow \frac{18,6}{A_r(X)} = \frac{34,4}{65,6}$$

zatem $A_r(X) = 35,5$, czyli chlorek. Obliczanie $A_r(E)$ dla $y = 1, 2, 3$ itd. dają dwie wartości mas atomowych istniejących pierwiastków: Fe(III) lub Nb(V).

3.53. Dla K_xR :

$$\frac{39 x}{M_r(R)} = \frac{24,7}{75,3} \Rightarrow M_r(R) = 119 x$$

- dla $x = 1$ i R typu:
- | | | | |
|--------------------|---|---|----------------------------|
| 1) EO | $A_r(E) = 119 - 16 = 103$ | } | nie ma takich pierwiastków |
| 2) EO ₂ | $A_r(E) = 119 - 32 = 87$ | | |
| 3) EO ₃ | $A_r(E) = 119 - 48 = 71$ | | |
| 4) EO ₄ | $A_r(E) = 119 - 64 = 55$, czyli mangan | | |

$x = 2, 3 \dots$ itd. nie prowadzą do sensownych rozwiązań.

$$\text{Dla } K_yR: \frac{39 y}{119} = \frac{39,6}{60,4} \Rightarrow y = 2, \text{ zatem } K_xR \text{ to } KMnO_4, \text{ a } K_yR \text{ to } K_2MnO_4$$

3.71.

$$m_M[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 342 \text{ g}; m_M(\text{AlAsO}_4) = 166 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Jeżeli w } 166 \text{ g AlAsO}_4 \text{ jest } 27 \text{ g Al} \\ \text{to w } 2,5 \text{ g AlAsO}_4 \text{ jest } x \end{array} \right\} x = 0,407 \text{ g glinu}$$

Obliczamy liczbę moli (n) wody hydratacyjnej w 5 g hydratu.

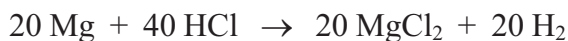
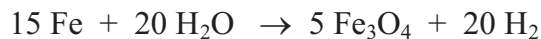
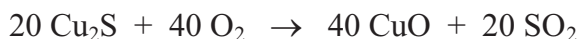
$$\left. \begin{array}{l} \text{Jeżeli w } 5 \text{ g hydratu jest } 0,407 \text{ g Al} \\ \text{to w } (342 + n \cdot 18) \text{ g hydratu jest } 2 \cdot 27 \text{ g Al} \end{array} \right\} n = 18$$

3.72.

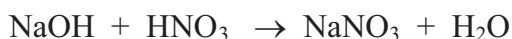
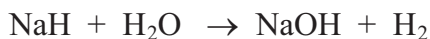
$$m_M(\text{MgHPO}_4) = 120 \text{ g}; m_M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ g}$$

1 mol P_2O_5 znajduje się formalnie w 2 molach $\text{MgHPO}_4 \cdot n \text{H}_2\text{O}$

$$48\% = \frac{142 \text{ g} \cdot 100\%}{2(120 + 18n) \text{ g}} \Rightarrow n = 3$$

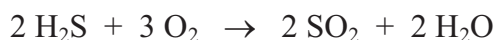
4.14.**4.15.**

Tylko 20 moli CO_2

4.50.

$$1 \text{ mol NaH} - 1 \text{ mol HNO}_3$$

$$\left. \begin{array}{l} 24 \text{ g NaH} - 63 \text{ g HNO}_3 \\ 12 \text{ g NaH} - x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 31,5 \text{ g}$$

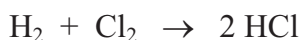
4.60.

a) $V_s = 2 + 3 = 5$; $V_p = 2 + 2 = 4$ (H_2O – para)

$$\frac{V_s}{V_p} = \frac{5}{4} \Rightarrow V_p = 0,8 V_s$$

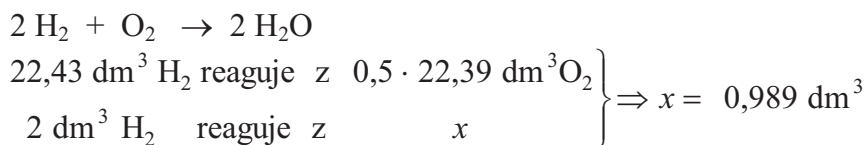
b) $V_s = 2 + 3 = 5$; $V_p = 2 + 0 = 2$ (H_2O – ciecz)

$$\frac{V_s}{V_p} = \frac{5}{2} \Rightarrow V_p = 0,4 V_s$$

4.61.

$$\frac{V_s}{V_p} = \frac{1+1}{2} = \frac{1}{1}$$

Ciśnienie nie uległo zmianie, bo $V_s = V_p$

4.82.

Nadmiar tlenu: $(1 - 0,989) \text{ dm}^3 = 0,002 \text{ dm}^3$, co stanowi 0,2% użytej ilości.

4.101. Oznaczenia: x – objętość Cl_2 , y – objętość H_2 . Zatem:

$$\left. \begin{array}{l}
 x + y = 0,5 \text{ dm}^3 \\
 \frac{x \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3} \cdot 71 \text{ g} + \frac{y \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3} = 1 \text{ g}
 \end{array} \right\} \begin{array}{l}
 x = 0,31 \text{ dm}^3 \\
 y = 0,19 \text{ dm}^3
 \end{array}$$

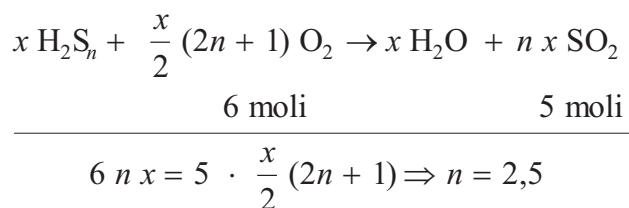
Stechiometria reakcji $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$ wymaga stosunku objętościowego substratów 1 : 1, zatem chloru użyto w nadmiarze.

4.112.

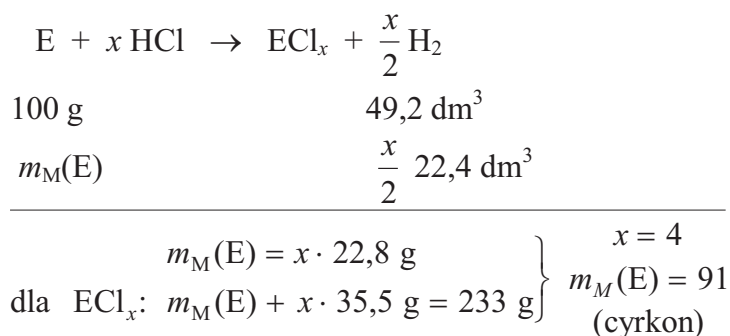
179,2 dm³ wodoru to 8 moli. 1 mol H₂ wiąże jeden mol O (tlenu atomowego).

Zatem dla U_xO_y: $y = 8$

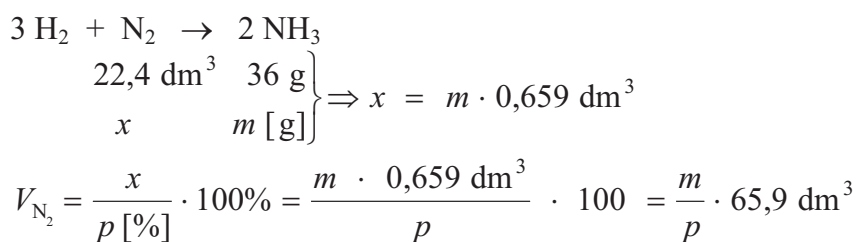
$$x = \frac{842 \text{ u} - 8 \cdot 16 \text{ u}}{238 \text{ u}} \Rightarrow x = 3, \text{ czyli } \text{U}_3\text{O}_8$$

4.121.

4.122. Po przeliczeniu danych na ilości molowe:



4.129. Użyto nadmiaru wodoru, zatem wydajność obliczamy z ilości azotu:

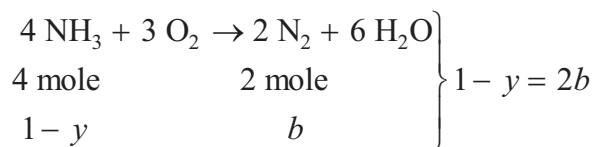
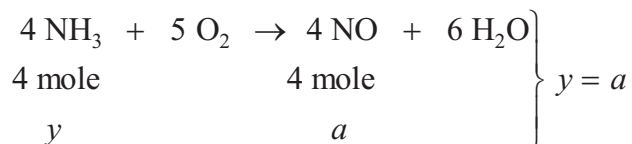


$$V_{\text{H}_2} = 4 \cdot V_{\text{N}_2}; \quad V = V_{\text{N}_2} + V_{\text{H}_2} = 5 V_{\text{N}_2}$$

$$V = 5 \cdot \frac{m}{p} \cdot 65,9 \cdot \text{dm}^3 = 329 \frac{m}{p} \text{dm}^3$$

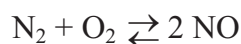
4.137. Przyjmujemy, że mol mieszaniny zawierał x moli N_2 oraz $(1-x)$ moli NO , zatem:

$$28,7 \text{ g} = 28 \text{ g} \cdot x + 30 \text{ g} (1-x) \Rightarrow \begin{matrix} x = 0,65 \\ 1-x = 0,35 \end{matrix}$$



$$\frac{a}{b} = \frac{0,35}{0,65}; \quad \frac{a}{2b} = \frac{y}{1-y} \Rightarrow y = 0,212$$

4.182. Zakładamy początkowy skład molowy powietrza $4 \text{ N}_2 + \text{O}_2$ i niewiadomą x – liczbę moli NO w stanie równowagi reakcji:



Bilans molowy reagentów

	n_o	n_p	n_r
N_2	4	$-\frac{x}{2}$	$4 - \frac{x}{2}$
O_2	1	$-\frac{x}{2}$	$1 - \frac{x}{2}$
NO	0	x	x

$$\frac{x^2}{\left(4 - \frac{x}{2}\right) \left(1 - \frac{x}{2}\right)} = 3,9 \cdot 10^{-3} \Rightarrow x = 0,12$$

Molowy skład równowagowy:

NO 0,12 mola

N_2 3,94 mola

O_2 0,94 mola

Łącznie 5 moli

$\% \text{ NO} = \frac{0,12 \text{ mola}}{5 \text{ moli}} \cdot 100\% = 2,4\%$ i tyle samo wynosi procent objętościowy z uwagi na stan gazowy wszystkich reagentów.

4.183. Łączna liczba moli w układzie:

$$n = \frac{p V}{R T} = \frac{1013 \text{ hPa} \cdot 2,95 \text{ dm}^3}{8,31 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K}} = 0,12 \text{ mola}$$

Przyjmujemy: x – liczba moli N_2O_4 ; y – liczba moli NO_2

$$\left. \begin{array}{l} x + y = 0,12 \text{ (bilans molowy)} \\ 92x + 46y = 9,2 \text{ (bilans masowy)} \end{array} \right\} \Rightarrow \begin{array}{l} x = 0,08 \text{ mola} \\ y = 0,04 \text{ mola} \end{array}$$

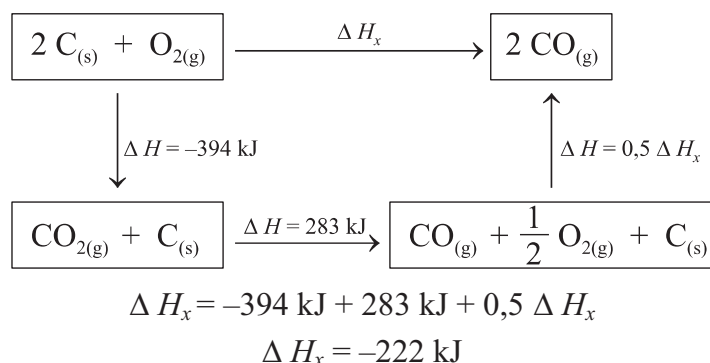
$$\% \text{ obj. } NO_2 = \frac{0,04 \cdot V_O}{0,12 \cdot V_O} \cdot 100\% = 33,3\%$$

$$c_m(NO_2) = \frac{0,04 \text{ mola}}{2,95 \text{ dm}^3} = 1,36 \cdot 10^{-2}$$

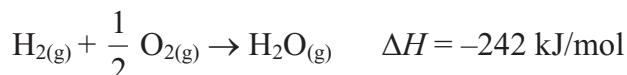
$$c_m(N_2O_4) = \frac{0,08 \text{ mola}}{2,95 \text{ dm}^3} = 2,72 \cdot 10^{-2}$$

$$K_c = \frac{(1,36 \cdot 10^{-2})^2 \frac{\text{mol}^2}{\text{dm}^6}}{2,72 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}} = 6,8 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

4.213.



4.217.



Najpierw obliczamy ilość moli powstałej wody (z równania Clapeyrona) dla warunków standardowych, tj. $p = 1000 \text{ hPa}$, $T = 298 \text{ K}$:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

$$V_{\text{miesz.}} = 6 \text{ dm}^3 \Rightarrow V_{H_2} = 4 \text{ dm}^3$$

$$V_{H_2O(g)} = V_{H_2(g)} = 4 \text{ dm}^3$$

$$n_{H_2O} = \frac{1000 \text{ hPa} \cdot 4 \text{ dm}^3}{83,1 \text{ hPa} \cdot \text{dm}^3/\text{mol} \cdot \text{K} \cdot 298 \text{ K}} = 0,161 \text{ mola}$$

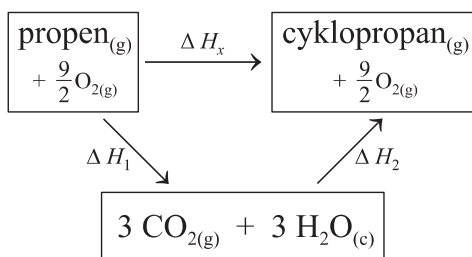
$$Q = 0,161 \text{ mola} \cdot 242 \text{ kJ/mol} = 38,96 \text{ kJ}$$

4.218.

$$\left. \begin{array}{l} 12 \text{ g C} \text{ — } 394 \text{ kJ} \\ x \text{ — } 182 \text{ kJ} \end{array} \right\} \Rightarrow x = 5,54 \text{ g}$$

$$\frac{CaCO_3}{C} = \frac{100 \text{ g}}{5,54 \text{ g}} = 18 : 1$$

4.219.



$$\Delta H_x = -2058,8 \text{ kJ} - (-2079,4 \text{ kJ}) = 20,6 \text{ kJ}$$

5.24.

$$m_M(\text{ZnS}) = 97 \text{ g}; \quad m_M(\text{PbS}) = 239 \text{ g}; \quad m_M(\text{CuS}) = 96 \text{ g}$$

$$\% \text{ zanieczyszczeń} = 100\% - \left(\frac{7\% \cdot 97 \text{ g}}{65 \text{ g}} - \frac{18\% \cdot 239 \text{ g}}{207 \text{ g}} - \frac{30\% \cdot 96 \text{ g}}{64 \text{ g}} \right) = 23,8\%$$

5.25.

$$m_M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160 \text{ g}; \quad m_M(\text{SiO}_2) = 60 \text{ g}$$

$$p^m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{56\% \cdot 160 \text{ g}}{2 \cdot 56 \text{ g}} = 80\%$$

$$p^m(\text{SiO}_2) = \frac{7\% \cdot 60 \text{ g}}{28 \text{ g}} = 15\%$$

5.26. W stopie jest $\frac{300 \text{ g} \cdot 30\%}{100\%} = 90 \text{ g}$ srebra. Należy dodać x gramów srebra, tak aby spełnione było równanie:

$$40\% = \frac{90 \text{ g} + x}{300 \text{ g} + x} \cdot 100\% \Rightarrow x = 50 \text{ g}$$

5.53.

$$m_M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g}; \quad m_M(\text{KBr}) = 119 \text{ g}$$

W 100 g mieszaniny było x gramów NaCl i $100 - x$ gramów KBr. Zatem

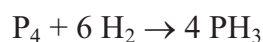
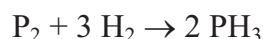
$$\frac{x}{58,5 \text{ g}} \cdot 35,5 + \frac{100 - x}{119 \text{ g}} \cdot 80 \text{ g} = 62,6 \text{ g} \Rightarrow x = 70,7 \text{ g}$$

Mieszanina zawiera 70,7% NaCl i 29,3% KBr

5.77. Korzystamy ze wzorów wyprowadzonych zadaniach 5.75 i 5.76:

$$\left. \begin{array}{l}
 \frac{V_1}{V_2} = \frac{d_2 - d_m}{d_m - d_1} \quad \text{czyli} \quad \frac{d_2 - 0,5}{0,5 - d_1} = 1 \\
 \frac{m_1}{m_2} = \frac{d_1(d_2 - d_m)}{d_2(d_m - d_1)} \quad \text{czyli} \quad \frac{d_1(d_2 - 0,48)}{d_2(0,48 - d_1)} = 1
 \end{array} \right\} \Rightarrow \begin{array}{l}
 d_1 = 0,4 \text{ g/cm}^3 \\
 d_2 = 0,6 \text{ g/cm}^3
 \end{array}$$

5.91.

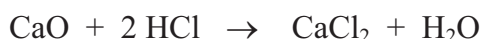


100 dm³ pary fosforu reaguje z:

20 dm³ · 3 + 80 dm³ · 6 = 540 dm³ wodoru

$$\frac{V_{\text{P}_2 + \text{P}_4}}{V_{\text{H}_2}} = \frac{100 \text{ dm}^3}{540 \text{ dm}^3} = \frac{1}{5,4}$$

5.92. Masy molowe: $M(\text{CaO}) = 56 \text{ g/mol}$; $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$



Przyjmujemy: m_p – masa próbki zawierająca $0,4 m_p$ NaOH i $0,6 m_p$ CaO, zatem w próbce liczby moli wynoszą:

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{0,4 \cdot m_p}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 10^{-2} m_p \frac{\text{mol}}{\text{g}}; \quad n_{\text{CaO}} = \frac{0,6 m_p}{56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,07 \cdot 10^{-2} m_p \frac{\text{mol}}{\text{g}}$$

1 mol NaOH reaguje z 1 molem HCl, a 1 mol CaO reaguje z 2 molami HCl

Zużyto $20 \text{ cm}^3 \cdot 0,1 \text{ mol/dm}^3 = 2 \cdot 10^{-3}$ mola HCl.

$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}} + 2 n_{\text{CaO}}$$

$$2 \cdot 10^{-3} \text{ mola} = 10^{-2} m_p \frac{\text{mol}}{\text{g}} + 2 \cdot 1,07 \cdot 10^{-2} m_p \frac{\text{mol}}{\text{g}} \Rightarrow m_p = 0,0637 \text{ g}$$

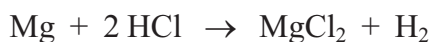
5.93.



$$\left. \begin{array}{l} x \\ 244 \text{ g} \end{array} \right\} \begin{array}{l} 100 \text{ g} \\ 250 \text{ g} \end{array} \left. \right\} x = 97,6 \text{ g}$$

$$m_{\text{stopu}} = \frac{97,6 \text{ g}}{33\%} \cdot 100\% = 296 \text{ g}$$

b) W 100 g stopu jest 67 g magnezu i 33 g antymonu. Z magnezu powstaje $x \text{ dm}^3$ wodoru:



$$\left. \begin{array}{l} 67 \text{ g} \\ 24 \text{ g} \end{array} \right\} \begin{array}{l} x \\ 22,4 \text{ dm}^3 \end{array} \left. \right\} x = 62,5 \text{ dm}^3 \text{ H}_2$$

Sprawdzamy, czy ta ilość wodoru wystarczy do przereagowania z 33 g antymonu:



$$\left. \begin{array}{l} 244 \text{ g} \\ 33 \text{ g} \end{array} \right\} \begin{array}{l} 3 \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \\ x \end{array} \left. \right\} \Rightarrow \begin{array}{l} 2 \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \\ y \end{array} \left. \right\} \begin{array}{l} x = 9,09 \text{ dm}^3, \text{ zatem wystarczy} \\ \text{i wytworzy } y = 6,06 \text{ dm}^3 \text{ SbH}_3 \end{array}$$

W mieszaninie pozostanie $62,5 \text{ dm}^3 - 9,09 \text{ dm}^3 = 53,4 \text{ dm}^3 \text{ H}_2$

Zatem $\text{SbH}_3 : \text{H}_2 = 6,06 : 53,4 \approx 1 : 8,8$

Uwaga: zadanie można rozwiązać kilkoma sposobami i w zależności od liczby zaokrągleń wyników obliczeń etapowych, otrzymuje się końcowe wyniki zbliżone do podanego.

5.105. $84 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}$ to 84 g



$$\left. \begin{array}{l} 22,4 \text{ dm}^3 \\ 5 \text{ dm}^3 \end{array} \right\} \begin{array}{l} 18 \text{ g} \\ x \end{array} \left. \right\} \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \\ y \end{array} \left. \right\} \begin{array}{l} x = 4,02 \text{ g} \\ y = 0,223 \text{ mola} \end{array}$$

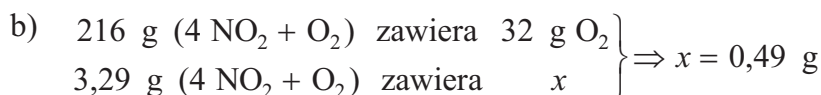
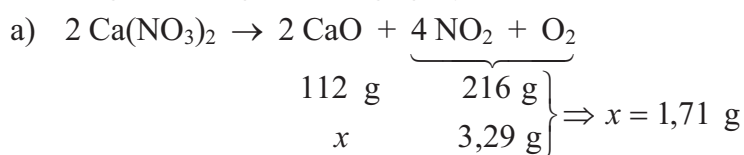
4,02 g wody przereagowało, zatem pozostało:

$$84 \text{ g} - 4,02 \text{ g} \approx 80 \text{ g H}_2\text{O}, \text{ czyli } \frac{80 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,44 \text{ mola}$$

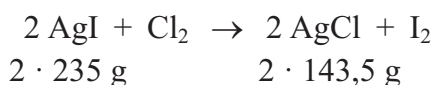
$$\frac{\text{H}_2\text{SO}_3}{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,223 \text{ mola}}{4,54 \text{ mola}} = \frac{1 \text{ mol}}{x} \Rightarrow x = 20 \text{ moli, a w interpretacji cząsteczkowej} \\ 20 \text{ cząsteczek.}$$

5.106.

$$10 \text{ g} - 6,71 \text{ g} = 3,29 \text{ g (gazy)}$$



5.128.



Mol AgI o masie 235 g przechodząc w AgCl daje ubytek masy osadu o $235 \text{ g} - 143,5 \text{ g} = 91,5 \text{ g}$.

Założmy, że 100 g mieszaniny zawierało x gramów AgI.

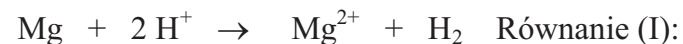
$$\left. \begin{array}{l} \text{Jeżeli } 235 \text{ g AgI daje ubytek masy o } 91,5 \text{ g} \\ \text{to } x \text{ AgI daje ubytek masy o } 6 \text{ g} \end{array} \right\} \Rightarrow x = 15,4 \text{ g}$$

Zatem mieszanina zawierała 15,4% AgI i 84,6% AgCl.

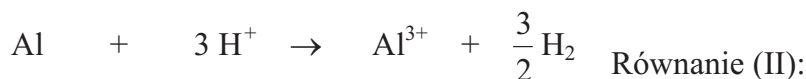
5.129. 50 cm³ mieszaniny kwasów zawiera 20 cm³ HCl i 30 cm³ H₂SO₄, czyli:

$$\frac{6 \text{ mole} \cdot 20 \text{ cm}^3}{1000 \text{ cm}^3} = 0,12 \text{ mola HCl} \quad \text{oraz} \quad \frac{4 \text{ mole} \cdot 30 \text{ cm}^3}{1000 \text{ cm}^3} = 0,12 \text{ mola H}_2\text{SO}_4$$

zatem równoważnie $(0,12 + 2 \cdot 0,12) \text{ mola} = 0,36 \text{ mola}$ kwasu jednohydronowego. Zakładamy, że stop zawierał x gramów magnezu, który reagował z y molami hydronów:



$$\left. \begin{array}{l} 24 \text{ g} \quad 2 \text{ mole} \\ x \quad y \end{array} \right\} \frac{24 \text{ g}}{2 \text{ mole}} = \frac{x}{y}$$

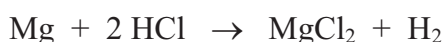


$$\left. \begin{array}{l} 27 \text{ g} \quad 3 \text{ mole} \\ (3,51 - x) \text{ g} \quad (0,36 - y) \text{ moli} \end{array} \right\} \frac{27 \text{ g}}{3 \text{ mole}} = \frac{(3,51 - x) \text{ g}}{(0,36 - y) \text{ moli}}$$

Po rozwiązaniu układu równań (I) i (II) otrzymamy $x = 1,08 \text{ g}$, zatem:

$$\% \text{ Mg} = \frac{1,08 \text{ g}}{3,51 \text{ g}} \cdot 100\% = 30,8\% \qquad \% \text{ Al} = 100\% - 30,8\% = 69,2\%$$

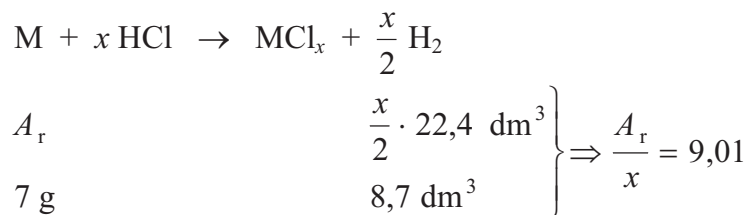
5.131. 30% w 10 g to 3 g (magnezu).



$$\left. \begin{array}{l} 3 \text{ g} \qquad \qquad \qquad x \\ 24 \text{ g} \qquad \qquad \qquad 22,4 \text{ dm}^3 \end{array} \right\} \Rightarrow x = 2,8 \text{ dm}^3$$

Wodór otrzymany z metalu M zajął objętość $11,5 \text{ dm}^3 - 2,8 \text{ dm}^3 = 8,7 \text{ dm}^3$.

Masa metalu M w stopie wynosiła $10 \text{ g} - 3 \text{ g} = 7 \text{ g}$, zatem:



dla $x = 1$ $A_r = 9,09 \approx A_r(\text{Be})$ beryl

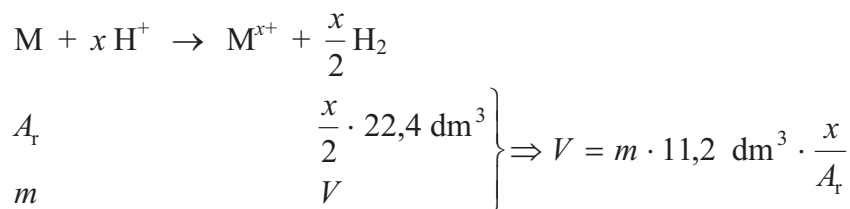
dla $x = 2$ $A_r = 18,02$ nie istnieje taki metal

dla $x = 3$ $A_r = 27,03 \approx A_r(\text{Al})$ glin

dla $x = 4$ $A_r = 36,08$ nie istnieje taki metal

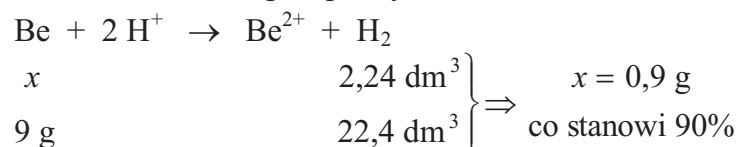
Metale nie wykazują jeszcze wyższych wartościowości w reakcji z kwasami.

5.132. Rodzaj kwasu (hydronowość) nie wpływa na ilość wydzielanego wodoru (patrz przykład 4.16 w „Zbiorze ...”), zatem:

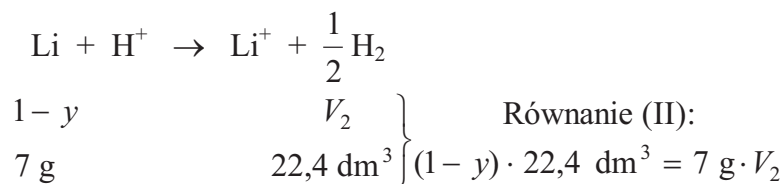
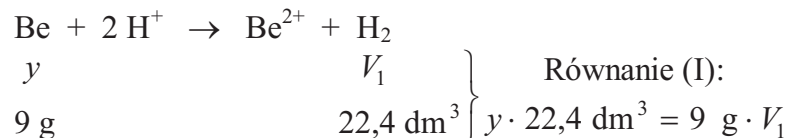


Największą ilość wodoru wyprze z kwasu metal o maksymalnej wartości x/A_r , czyli o minimalnej wartości A_r/x (stosunku masy atomowej do wartościowości). Warunek ten spełnia beryl: $A_r/x = 4,5 \text{ u}$.

5.133. Jak wynika z poprzedniego zadania, metalem o możliwie najniższej wartości stosunku masy atomowej do wartościowości jest beryl. Jeżeli tylko beryl reaguje z kwasem to jego maksymalna zawartość x w 1 g stopu wyniesie:



Jeżeli drugi składnik stopu reaguje z kwasem i jest po berylu metalem o najniższej wartości stosunku masy atomowej A_r do wartościowości w (A_r/w), a ten warunek spełnia lit ($A_r/w = 7 \text{ u/1}$), to minimalna zawartość berylu wynosi y , a zawartość litu $1 - y$:



$$\text{Równanie (III): } V_1 + V_2 = 2,24 \text{ dm}^3$$

Po rozwiązaniu układu równań (I), (II), (III): $y = 0,72 \text{ g}$, czyli 72%.

6.33. Powstają cztery rodzaje cząsteczek: ${}^1A^1B$, ${}^1A^2B$, ${}^2A^1B$ i ${}^2A^2B$ w ilościach:

$${}^1A^1B: 0,1 \cdot 0,3 \cdot 100\% = 3\%$$

$${}^1A^2B: 0,1 \cdot 0,7 \cdot 100\% = 7\%$$

$${}^2A^1B: 0,9 \cdot 0,3 \cdot 100\% = 27\%$$

$${}^2A^2B: 0,9 \cdot 0,7 \cdot 100\% = 63\%$$

7.67. c)

W CO jedno σ i dwa π ; w N_2O_5 sześć σ i cztery π ; w HSCN trzy σ i dwa π ; w H_2CO_3 pięć σ i jedno π .

7.78.

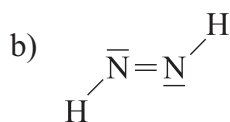
d) IF_5 sp^3d^2 (heksagonalna)

e) NO_3^- sp^2 (trygonalna); NO_2^- sp^2 (trygonalna)

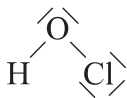
SO_4^{2-} sp^3 (tetraedryczna); SO_3^{2-} sp^3 (tetraedryczna)

7.81.

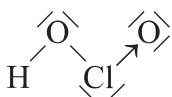
a) patrz odpowiedzi w „Zbiorze”



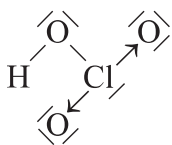
jądra H–N=N tworzą trójkąt;
wiązania N–H leżą w różnych płaszczyznach z uwagi na silne odpychanie wolnych par elektronowych azotu (patrz struktura H_2O_2 w punkcie c)



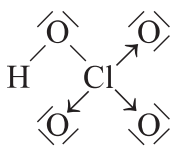
trójkąt



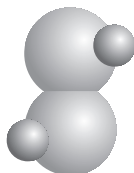
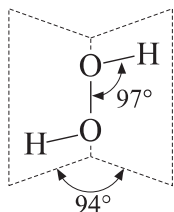
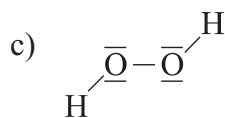
wiązania H–O i Cl → O w różnych płaszczyznach (patrz H_2O_2 w punkcie c)

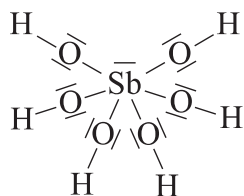


jądra tlenów tworzą podstawę zdeformowanej piramidy trygonalnej z jądrem chloru w wierzchołku; deformację powoduje wiązanie H–O; jądra H, O, Cl tworzą trójkąt

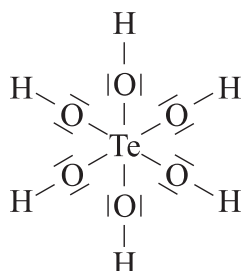


jądra tlenów tworzą zdeformowany tetraedr z jądrem chloru w środku (jak węgiel w CH_4); deformację powoduje wiązanie H–O; jądra H, O, Cl tworzą trójkąt

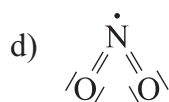




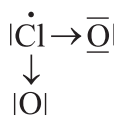
z ligandem zastępczym, np. SbCl_6^{3-} $L_p = 7$, $L_{\text{wpE}} = 1$, zatem jądra tlenu tworzą zdeformowaną bipyramidę pentagonalną; deformację wywołuje wolna para elektronowa antymonu; jądra H, O, Sb tworzą trójkąty



z ligandem zastępczym, np. TeCl_6 $L_p = 6$, $L_{\text{wpE}} = 0$, zatem bipyramida tetragonalna; jądra H, O, Te tworzą trójkąty



trójkąt równoramienny



trójkąt równoramienny

- e) Dla N_2O $L_{\text{wpE}} = 0$, $L_p = 2$, a zatem cząsteczka jest liniowa. Jednak założenie, że atomem centralnym jest tlen prowadzi do wzoru $\overline{\text{N}} \leftarrow \text{O} \Rightarrow \overline{\text{N}}$, z którego wynika zerowy moment dipolowy. Doświadczenie wykazuje, że $\mu \neq 0$, zatem atomem centralnym jest azot: $\overline{\text{N}} \leftarrow \text{N} = \overline{\text{O}}$, a różne momenty dipolowe wiązań azot–azot i azot–tlen powodują niezerowy moment dipolowy cząsteczki.

7.84. Podane niżej argumenty są na poziomie „chemii licealnej”. Wersja akademicka, uwzględniająca krystalografię, chemię kwantową, elektrochemię i inne dziedziny jest znacznie bogatsza.

Położenie w grupie 1.		Położenie w grupie 17.	
Za	Przeciw	Za	Przeciw
<ul style="list-style-type: none"> • jeden elektron walencyjny • wartościowość I • należy do bloku s 	<ul style="list-style-type: none"> • niemetal • stopnie utlenienia +I i -I • elektroujemność znacznie wyższa od litowców • nie tworzy związków jonowych z jednododatnim kationem H^+ • tworzy wiązania kowalencyjne • mało reaktywny • nie reaguje z wodą • jego tlenek nie jest zasadowotwórczy 	<ul style="list-style-type: none"> • niemetal • tworzy związki jonowe z anionem H^- (np. Li^+H^-) • tworzy związki kowalencyjne 	<ul style="list-style-type: none"> • jeden elektron walencyjny • nie należy do bloku p • elektroujemność znacznie niższa od fluorowców • mało reaktywny • nie tworzy kwasów, w których byłby atomem centralnym anionu • jego tlenek nie jest kwasotwórczy

7.85.

CH ₄	C ₂ H ₆	CO ₃ ²⁻	CO ₂	C ₂ O ₄ ²⁻	C ₂ ²⁻
NH ₄ ⁺	N ₂ H ₆ ²⁺	NO ₃ ⁻	NO ₂ ⁺	N ₂ O ₄	N ₂

8.26. 1 mol KOH ma masę 56 g. 3 mole NaOH mają masę 120 g. Łączna masa tych czterech moli wynosi 176 g. Zatem:

$$\left. \begin{array}{l} \text{jeżeli 176 g mieszaniny zawiera 56 g KOH} \\ \text{to 12 g mieszaniny zawiera } x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 3,82 \text{ g}$$

$$c_p(\text{KOH}) = \frac{3,82 \text{ g}}{(250 + 12) \text{ g}} \cdot 100\% = 1,46\%$$

Mieszanina zawiera 12 g – 3,82 g = 8,18 g NaOH

$$c_p(\text{NaOH}) = \frac{8,18 \text{ g}}{(250 + 12) \text{ g}} \cdot 100\% = 3,12\%$$

8.27. 3% zanieczyszczeń w 200 g ZnCl₂ to 6 g.

$$c_p = \frac{194 \text{ g}}{2000 \text{ g} + 200 \text{ g}} \cdot 100\% = 8,82\%$$

8.28. Masa samego NaOH wyniesie:

$$m_s = \frac{200 \text{ g} \cdot 10\%}{100\%} = 20 \text{ g} \quad \text{co stanowi 95\% masy } m \text{ zanieczyszczonego NaOH, zatem:}$$

$$m = \frac{20 \text{ g} \cdot 95\%}{100\%} = 21,1 \text{ g}$$

8.29.

$$p_2 = \frac{m_s}{m + m_a} \cdot 100\% \Rightarrow m_a = \frac{m_s \cdot 100\% - p_2 m}{p_2} \quad (\text{równanie I})$$

$$m_s = \frac{m(100\% - p_1)}{100\%} \quad (\text{równanie II})$$

Podstawiamy m_s z równania (II) do równania (I) i po przekształceniu otrzymamy:

$$m_a = \frac{m(100\% - p_1 - p_2)}{p_2}$$

8.60. 3 mole NaOH to 120 g. Mol KOH to 56 g. Łączna masa takiej liczby moli wynosi 176 g. W 12 g mieszaniny o takim składzie molowym jest:

$$\frac{12 \text{ g} \cdot 56 \text{ g}}{176 \text{ g}} = 3,82 \text{ g KOH} \quad \text{i} \quad 12 \text{ g} - 3,82 \text{ g} = 8,18 \text{ g NaOH}$$

3,82 g KOH to 0,0682 mola, a 8,18 g NaOH to 0,204 mola, zatem:

$$c_m(\text{KOH}) = \frac{0,0682 \text{ mola}}{0,25 \text{ dm}^3} = 0,273 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$c_m(\text{NaOH}) = \frac{0,204 \text{ mola}}{0,25 \text{ dm}^3} = 0,816 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

8.61. Należy zmieszać równe objętości roztworów i zbadać odczyn.

8.76.

$$\begin{aligned} \text{a) } c_a &= \frac{n}{m_a} \quad \text{(I)} & n &= \frac{m_S}{M} \quad \text{(II)} \\ c_p &= \frac{m_S}{m_S + m_a} \cdot 100\% \Rightarrow m_a = \frac{m_S \cdot 100\%}{c_p} - m_S \quad \text{(III)} \end{aligned}$$

Do równania (I) podstawiamy n z równania (II) oraz m_a z równania (III):

$$c_a = \frac{\frac{m_S}{M}}{\frac{m_S \cdot 100\%}{c_p} - m_S} \Rightarrow c_a = \frac{c_p}{M(100\% - c_p)}$$

b) wzór c_a (c_p) przekształcamy do postaci:

$$c_p = \frac{c_a M 100\%}{1 + c_a M}$$

$$\text{c) } c_a = \frac{n}{m_a} \quad \text{(I)} \quad c_m = \frac{n}{V_r} \Rightarrow n = c_m V_r \quad \text{(II)}$$

$$m_a = m_r - m_S \quad \text{(III)} \quad d_r = \frac{m_r}{V_r} \Rightarrow V_r = \frac{m_r}{d_r} \quad \text{(IV)}$$

$$n = \frac{m_S}{M} \Rightarrow m_S = n M \quad \text{(V)}$$

Do równania (I) podstawiamy n z równania (II) i m_a z równania (III), następnie V_r z równania (IV) oraz m_S z równania (V), potem n z równania (II) i kolejno V_r z równania (IV):

$$c_a = \frac{c_m V_r}{m_r - m_S} = \frac{c_m \frac{m_r}{d_r}}{m_r - n M} = \frac{c_m \frac{m_r}{d_r}}{m_r - c_m V_r M} = \frac{c_m \frac{m_r}{d_r}}{m_r - c_m \frac{m_r}{d_r} M}$$

Po przekształceniach $c_a = \frac{c_m}{d_r - c_m M}$

d) wzór c_a (c_m) przekształcamy do postaci:

$$c_m = \frac{c_a d_r}{1 + c_a M}$$

8.85.

$$c_m = \frac{c_p d_r}{M \cdot 100\%} \Rightarrow M = \frac{c_p d_r}{c_m \cdot 100\%} = \frac{20\% \cdot 1,17 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}}{1,3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 100\%} = 180 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Związek $\text{Mn}_x\text{N}_y\text{O}_z$ zawiera x moli Mn, y moli N oraz z moli O. Masa manganu w 1 molu $\text{Mn}_x\text{N}_y\text{O}_z$ wynosi:

$$m_{\text{Mn}} = \frac{180 \text{ g} \cdot 30,7\%}{100\%} \approx 55 \text{ g, co stanowi 1 mol}$$

Masa azotu:

$$m_{\text{N}} = \frac{180 \text{ g} \cdot 15,7\%}{100\%} \approx 28 \text{ g, co stanowi 2 mole}$$

Masa tlenu:

$$m_{\text{O}} = \frac{180 \text{ g} (100\% - 30,7\% - 15,7\%)}{100\%} \approx 96 \text{ g, co stanowi 6 moli}$$

Wzór sumaryczny MnN_2O_6 , czyli np. $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$.

8.101. Wartość liczbowa wyniku zależy w pewnym stopniu od dokładności odczytów z wykresu. Rozpuszczalność w temperaturze 293 K wynosi około 38 g, a w temperaturze 523 K około 51,5 g.

W temperaturze 293 K:

$$\left. \begin{array}{l} (100 + 38) \text{ g roztworu zawiera } 38 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl} \\ 250 \text{ g roztworu zawiera } x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 68,8 \text{ g}$$

oraz $250 \text{ g} - 68,8 \text{ g} = 181,2 \text{ g}$ wody.

W temperaturze 323 K:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g wody rozpuszcza } 51,5 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl} \\ 181,2 \text{ g wody rozpuszcza } x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 93,3 \text{ g}$$

Dodatkowo można rozpuścić $(93,3 - 68,8) \text{ g} = 24,5 \text{ g}$

8.102. Rozpuszczalność KNO_3 w temperaturze 333 K wynosi 106 g, a w temperaturze 293 K wynosi 34 g. W temperaturze 333 K masa roztworu zawierającego 106 g soli wynosi $(106 + 100) \text{ g} = 206 \text{ g}$.

$$\left. \begin{array}{l} \text{Jeżeli } 206 \text{ g roztworu zawiera } 106 \text{ g soli} \\ \text{to } 500 \text{ g roztworu zawiera } x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 257,3 \text{ g}$$

Zawartość wody w tym roztworze: $(500 - 257,3) \text{ g} = 242,7 \text{ g}$

W temperaturze 293 K:

$$\left. \begin{array}{l} \text{w } 100 \text{ g wody rozpuszcza się } 34 \text{ g soli} \\ \text{w } 242,7 \text{ g wody rozpuszcza się } x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 82,5 \text{ g}$$

Wykryształizuje $(257,3 - 82,5) \text{ g} = 174,8 \text{ g} \approx 175 \text{ g}$

8.103. Po ochłodzeniu:

$$\left. \begin{array}{l} 22 \text{ g saletry nasyci } 100 \text{ g wody} \\ x \text{ saletry nasyci } 200 \text{ g wody} \end{array} \right\} \Rightarrow x = 44 \text{ g}$$

W roztworze pozostanie $(300 - 44) \text{ g} = 256 \text{ g}$

$$\text{Wydajność: } \left. \begin{array}{l} 300 \text{ g} - 100\% \\ 256 \text{ g} - x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 85,3 \approx 85\%$$

8.105. Obliczamy rozpuszczalność w 20-procentowym, nasyconym roztworze, czyli takim, w którym 20 g substancji przypada na 80 g wody:

$$\left. \begin{array}{l} 20 \text{ g substancji} \text{ — } 80 \text{ g wody} \\ x \text{ substancji} \text{ — } 100 \text{ g wody} \end{array} \right\} \Rightarrow x = 25 \text{ g}$$

Z wykresu odczytujemy, że rozpuszczalność CuSO_4 wynosi 25 g w temperaturze 298 K.

8.111.

- a) Odpowiedź „tak” jest oczywista, ponieważ ani rozpuszczalność, ani stężenie procentowe nie zależą od składu substancji rozpuszczonej, a więc od jej masy molowej. Ten sam wniosek można uzyskać porównując m_a ze wzorów definiujących obie wielkości:

$$\left. \begin{aligned} S &= \frac{m_S}{m_a} \cdot 100 \text{ g} \\ c_p &= \frac{m_S}{m_S + m_a} \cdot 100\% \end{aligned} \right\} \Rightarrow S = \frac{100 \text{ g} \cdot c_p}{100\% - c_p}$$

b) $S = \frac{m_S}{m_a} \cdot 100 \text{ g} \Rightarrow m_S = \frac{S m_a}{100 \text{ g}}$ (I)

$$c_m = \frac{n}{V_r} \text{ (II)} \quad M = \frac{m_S}{n} \Rightarrow n = \frac{m_S}{M} \text{ (III)}$$

Z równania (III) wstawiamy n do równania (II) i wyznaczamy m_S :

$$m_S = c_m M V_r \text{ (IV)}$$

Przyrównujemy m_S z równań (I) i (IV), a następnie wyznaczamy S :

$$S = \frac{c_m M V_r \cdot 100 \text{ g}}{m_a} \quad \text{dla } m_a = 100 \text{ g} \quad S = c_m M V_r$$

Ponieważ $V_r = \frac{m_r}{d_r}$, to $S = c_m M \frac{m_r}{d_r} \Rightarrow c_m = \frac{S d_r}{m_r M}$

Z ostatniego równania wynika, że stężenie molowe roztworów o jednakowych rozpuszczalnościach S są różne (masy rozpatrywanych roztworów m_r uważamy za równe) z wyjątkiem przypadku, gdy stosunek d_r/M obu roztworów będzie identyczny.

8.112. Oznaczenia: indeksy A oraz symbol A w nawiasie dotyczą substancji A, indeksy B oraz symbol B w nawiasie – substancji B. Korzystamy z wyprowadzonego w poprzednim zadaniu wzoru:

$$c_m = \frac{S d_r}{m_r M}$$

Warunek $c_m(A) > c_m(B)$ może być spełniony gdy:

$$\frac{10 \text{ g} \cdot d_{rA}}{(10 + 100) \text{ g} \cdot M_A} > \frac{150 \text{ g} \cdot d_{rB}}{(150 + 100) \text{ g} M_B}$$

$$\frac{d_{rA}}{M_A} > 6,6 \frac{d_{rB}}{M_B}$$

8.122. Masa mola $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}$ to $106 \text{ g} + 18 n$. Oznaczamy: x – szukana masa $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}$; m_S – masa Na_2CO_3 zawarta w x .

$$p = \frac{m_S}{m} \cdot 100 \Rightarrow m_S = \frac{m \cdot p}{100} \text{ (I)}$$

$$\frac{m}{x} = \frac{106}{(106 + 18 n)} \Rightarrow x = \frac{m(106 + 18 n)}{106} \text{ (II)}$$

Z równania (I) wstawiamy m_S do równania (II):

$$x = \frac{m \cdot p(106 + 18 n)}{106 \cdot 100}$$

8.123. Masa mola $K_2CO_3 \cdot 1,5 H_2O$ wynosi 165 g, w tym 138 g to K_2CO_3 . Oznaczamy: x – szukana masa $K_2CO_3 \cdot 1,5 H_2O + z$ zanieczyszczeń; m_S – masa K_2CO_3 zawarta w y .

$$p = \frac{m_S}{m_r} \cdot 100 \Rightarrow m_S = \frac{m_r \cdot p}{100} \quad (I)$$

$$\left. \begin{array}{l} 165 \text{ g hydratu stanowi } (100 - z) \% \\ y \text{ hydratu stanowi } z \% \end{array} \right\} \Rightarrow y = \frac{165 z}{100 - z}$$

$$\frac{m_S}{x} = \frac{138}{165 + \frac{165 z}{100 - z}} \Rightarrow x = \frac{m_S \left(165 + \frac{165 z}{100 - z} \right)}{138} \quad (II)$$

Z równania (I) wstawiamy m_S do równania (II):

$$x = \frac{\frac{m_r p}{100} \left(165 + \frac{165 z}{100 - z} \right)}{138} \Rightarrow x = \frac{m_r p 165}{138(100 - z)}$$

Ponieważ $m_r = d \cdot k$, zatem $x = \frac{d k p 165}{138(100 - z)}$

8.128. Przeliczamy stężenie molowe na stężenie procentowe ze wzoru:

$$c_p = \frac{c_m \cdot M \cdot 100\%}{d_r} \quad c_p = \frac{2,88 \text{ mol/dm}^3 \cdot 36,5 \text{ g/mol} \cdot 100\%}{1050 \text{ g/dm}^3} = 10\%$$

i korzystamy ze schematu krzyżowego:

$$\begin{array}{ccc} 36\% & \rightarrow & 15 - 10 = 5 \\ & \searrow & \nearrow \\ & 15\% & \\ & \nearrow & \searrow \\ 10\% & & 36 - 15 = 21 \end{array}$$

Roztwór 36-procentowy należy mieszać z roztworem 2,88-molowym w stosunku masowym 5 : 21

8.142. Tzw. „zbieg okoliczności” powoduje, że w typowych, stężonych roztworach obu kwasów zachodzą proste relacje między stosunkiem molowym substancji rozpuszczonych, a stosunkiem masowym tych roztworów:

- w 100 g 36,5-procentowego HCl jest 36,5 g HCl, czyli 1 mol;
- w 100 g 63-procentowego HNO₃ jest 63 g HNO₃, czyli 1 mol.

a) Stosunek masowy $m_{HCl} : m_{HNO_3} = 3 : 1$

b) Obliczamy objętość 300 g roztworu HCl i 100 g roztworu HNO₃:

$$V_{HCl} = \frac{m_r}{d_r} = \frac{300 \text{ g}}{1,18 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 254 \text{ cm}^3$$

$$V_{HNO_3} = \frac{m_r}{d_r} = \frac{100 \text{ g}}{1,39 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 71,9 \text{ cm}^3$$

$$V_{HCl} : V_{HNO_3} = 254 : 71,9 = 3,54 : 1 \approx 7 : 2$$

8.168. Z tablicy: gęstość 96-procentowego H_2SO_4 wynosi $1,84 \text{ g/cm}^3$. 100 cm^3 takiego kwasu ma masę 184 g i zawiera: $\frac{184 \text{ g} \cdot 96\%}{100\%} = 176,5 \text{ g H}_2\text{SO}_4$

Masa roztworu po zmieszaniu to $184 \text{ g} + 100 \text{ g} = 284 \text{ g}$, a stężenie procentowe:

$$c_p = \frac{176,5 \text{ g}}{284 \text{ g}} \cdot 100\% = 62,2\%$$

Z tablicy: gęstość takiego roztworu $d_r \approx 1,52 \text{ g/cm}^3$, zatem objętość wyniesie:

$$V = \frac{m_r}{d_r} = \frac{284 \text{ g}}{1,52 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 187 \text{ cm}^3$$

Uwaga: wyraźnie widoczny efekt kontrakcji: $100 \text{ cm}^3 + 100 \text{ cm}^3 = 200 \text{ cm}^3$, a roztwór ma objętość 187 cm^3 .

9.21. W 100 g roztworu mamy:

$$10 \text{ g NaCl, czyli } \frac{10 \text{ g}}{58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,171 \text{ mola Na}^+ \text{Cl}^-$$

$$10 \text{ g NaBr, czyli } \frac{10 \text{ g}}{103 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,097 \text{ mola Na}^+ \text{Br}^-$$

$$10 \text{ g KCl, czyli } \frac{10 \text{ g}}{74,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,134 \text{ mola K}^+ \text{Cl}^-$$

- liczba moli Na^+ to $(0,171 + 0,097) \text{ moli} = 0,268 \text{ mola}$;
 - liczba moli Cl^- to $(0,171 + 0,134) \text{ moli} = 0,305 \text{ mola}$;
 - liczba moli K^+ to $0,134 \text{ mola}$;
- zatem najwięcej jest jonów Cl^- .

9.49. Roztwór zawiera 10^{-4} mola H^+ , a ma zawierać 10^{-5} mola H^+ , należy zatem usunąć $x \text{ moli}$;
 $x = 10^{-4} - 10^{-5} = 10 \cdot 10^{-5} - 10^{-5} = (10 - 1) \cdot 10^{-5} = 9 \cdot 10^{-5}$

9.50. Symbole w nawiasach oznaczają stężenia w mmol/dm^3

$$[\text{Na}^+] + [\text{K}^+] + 2 [\text{Mg}^{2+}] = [\text{HCO}_3^-] + 2 [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$x + 1,5 + 2 \cdot 0,75 = 4 + 2 \cdot 2,5$$

$$x = 6, \text{ czyli } 6 \text{ mmol/dm}^3$$

9.66. Ponieważ $c/K > 400$, więc $K = c \alpha^2$ oraz $K = c_1 \alpha_1^2 = c_2 \alpha_2^2$, gdzie indeksy 1 odnoszą się do roztworu pierwotnego, a indeksy 2 do roztworu po rozcieńczeniu. Z danych zadania $\alpha_2 = 2 \alpha_1$, zatem:

$$\frac{\alpha_2^2}{\alpha_1^2} = \frac{c_1}{c_2} \Rightarrow c_2 = \frac{\alpha_1^2 \cdot c_1}{\alpha_2^2} = \frac{\alpha_1^2 \cdot 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{(2 \cdot \alpha_1)^2} = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\begin{array}{ccc}
 0,2 & & 0,05 \\
 & \searrow & / \\
 & 0,05 & \\
 & / & \searrow \\
 0 & & 0,15
 \end{array}
 \quad \frac{0,05 \text{ dm}^3}{0,15 \text{ dm}^3} = \frac{0,5 \text{ dm}^3}{x} \Rightarrow x = 1,5 \text{ dm}^3$$

9.67. Ponieważ $c/K > 400$, więc $K = c \alpha^2$ oraz $c_1 \alpha_1^2 = c_2 \alpha_2^2$ gdzie indeksy 1 odnoszą się do roztworu pierwotnego, a indeksy 2 do roztworu po dwudziestokrotnym rozcieńczeniu:

$$c_1 = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad c_2 = \frac{0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{20} = 0,0025 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\alpha_2 = \alpha_1 \cdot \sqrt{\frac{c_1}{c_2}} = \alpha_1 \cdot \sqrt{\frac{0,05}{0,0025}} = \alpha_1 \cdot 4,47 \approx \alpha_1 \cdot 4,5$$

co oznacza, że stopień dysocjacji wzrośnie około 4,5 razy.

$$[\text{H}^+]_1 = c_1 \alpha_1 \quad [\text{H}^+]_2 = c_2 \alpha_2$$

$$[\text{H}^+]_2 = [\text{H}^+]_1 \cdot \frac{c_2 \alpha_2}{c_1 \alpha_1} = [\text{H}^+]_1 \cdot \frac{c_2 \alpha_1 \sqrt{\frac{c_1}{c_2}}}{c_1 \alpha_1} = [\text{H}^+]_1 \cdot \frac{c_2 \sqrt{c_1}}{c_1 \sqrt{c_2}}$$

Po podstawieniu danych liczbowych $[\text{H}^+]_2 = [\text{H}^+]_1 \cdot 0,223$

$$[\text{H}^+]_2 = [\text{H}^+]_1 \cdot \frac{1}{0,223} = [\text{H}^+]_1 \cdot 4,48 \approx [\text{H}^+]_1 \cdot 4,5$$

co oznacza, że stężenie jonów H^+ zmaleje około 4,5 razy.

9.68. Ponieważ stosunek $c_1/K_1 < 400$ (gdzie c_1 – jest stężeniem H_2SO_3) należy do obliczenia α_1 (pierwszego stopnia dysocjacji) zastosować prawo rozcieńczeń Ostwalda w postaci:

$$K = \frac{c_m \cdot \alpha}{1 - \alpha}$$

Stosunek $c_2/K_2 > 400$ (c_2 – stężenie HSO_3^-) pozwala na zastosowanie wzoru uproszczonego:

$$K = c \alpha_2. \text{Zatem: } \alpha_1 = \frac{\sqrt{K_1^2 + 4 K_1 c_1} - K_1}{2 c_1}; \text{ po podstawieniu danych } \alpha_1 = 0,328 \text{ czyli } \alpha_1 \approx 33\%$$

$$c_2 = 0,1 \cdot \alpha_1 = 0,1 \cdot 0,33 = 0,033$$

$$\alpha_2 = \sqrt{\frac{K_2}{c_2}}; \text{ po podstawieniu danych } \alpha_2 \approx 0,0014 \text{ czyli } 0,14\%.$$

9.91.

$$n_{\text{H}^+} = c_m V_r = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,05 \text{ mola}$$

$$n_{\text{OH}^-} = c_m V_r = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,44 \text{ L} = 0,044 \text{ mola}$$

$$c_{\text{H}^+} = \frac{(0,05 - 0,044) \text{ moli}}{(0,25 + 0,44) \text{ L}} = 0,0087 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

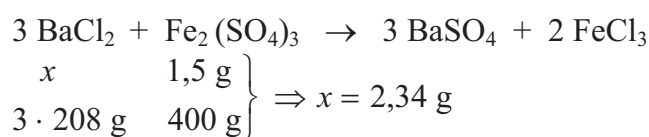
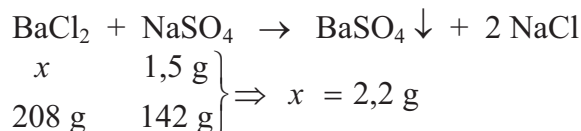
$$\text{pH} = -\log 0,0087 = 2,06$$

9.106. Szybkość reakcji metalu z kwasem jest tym większa, im wyższe jest stężenie faktycznego reagenta (jonów H^+), a nie elektrolitu (H_3PO_4), który ulega dysocjacji.

$$[H^+] = c_m \alpha \quad c_m \approx \frac{K}{\alpha^2} \Rightarrow [H^+] = \frac{K}{\alpha^2} \cdot \alpha = \frac{K}{\alpha}$$

czyli $[H^+]$ jest odwrotnie proporcjonalne do α , który rośnie w miarę rozcieńczania powodując w efekcie zmniejszenie stężenia jonów H^+ i zmniejszenie szybkości reakcji (dane dla H_3PO_4 można zaczerpnąć z tabeli A13 na końcu *Zbioru*). Dlatego reakcja przebiega szybciej w kwasie stężonym.

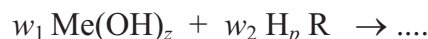
9.133. Ustalamy, która z soli reaguje z większą ilością $BaCl_2$ i zakładamy, że to ona stanowi jedyny składnik „mieszniwy”:



Aby mieć pewność, należy dodać ponad 2,34 g, bo to uwzględnia niedokładności mas odważanych próbek i zaokrąglenia wyników obliczeń.

9.137. W cząsteczce metanu atom centralny nie ma wolnej pary elektronowej, którą ma azot w NH_3 i tlen w H_2O , a ona umożliwia tworzenie wiązania koordynacyjnego z jonem H^+ .

9.148.



Oznaczenia ułatwiające przekształcenia równań i skorelowane z użytymi w zadaniu:

$$\begin{array}{l} V_r [Me(OH)_z] = V; \quad V_r (H_p R) = V_k \quad c_m (H_p R) = c_k \\ \frac{V \cdot c}{V_k \cdot c_k} = \frac{w_1}{w_2} \quad (I) \quad c_k = \frac{n}{V_k} \Rightarrow n = c_k V_k \quad (II) \quad M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} \quad (III) \end{array}$$

Porównujemy n z równań (II) i (III):

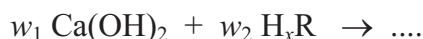
$$c_k V_k = \frac{m}{M} \quad (IV), \text{ a iloraz } \frac{m}{M} \text{ z równania (IV) podstawiamy do równania (I):}$$

$$\frac{V \cdot c}{\frac{m}{M}} = \frac{w_1}{w_2} \quad (V)$$

Ze stechiometrii reakcji zobojętniania wynika, że: $w_1 z = w_2 p \Rightarrow w_1 = \frac{w_2 p}{z}$ (VI)

Podstawiamy w_1 z równania (VI) do równania (V):

$$\frac{V \cdot c}{\frac{m}{M}} = \frac{\frac{w_2 p}{z}}{w_2} \Rightarrow M = \frac{m p}{z c V}$$

9.149.

Korzystając z procedur pokazanych w poprzednim zadaniu mamy:

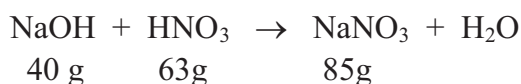
$$\frac{V_z \cdot c_z}{V_k \cdot \frac{m}{M}} = \frac{w_1}{w_2} \quad \text{(I)} \quad 2 w_1 = x w_2 \quad \text{(II)}$$

Wstawiamy w_1 z równania (II) do równania (I):

$$\frac{V_z \cdot c_z}{V_k \cdot \frac{m}{M}} = \frac{\frac{x w_2}{2}}{w_2} \Rightarrow x = \frac{2 V_z \cdot c_z \cdot M}{V_k \cdot m}$$

Uwaga dotycząca wymiaru: m – zgodnie z treścią zadania – jest liczbą gramów na 1 dm^3 .

9.168. b) Stężenia roztworu rozpuszczonej soli nie można obliczyć, ponieważ nieznana jest jej masa.

9.169.

Założmy, że używamy do mieszania 100 g roztworu NaOH. Zawiera on 40%, czyli 40 g NaOH, co stanowi 1 mol. 1 mol HNO_3 znajduje się w roztworze o masie m :

$$m = \frac{n d_r}{c_m} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 1,24 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}}{8 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}} = 155 \text{ g}$$

$$c_p = \frac{85 \text{ g}}{(100 + 155) \text{ g}} \cdot 100\% = 33,3\%$$

9.170. 100 g oleum zawiera 52 g SO_3 i 48 g H_2SO_4 .

$$1) \quad 52 \text{ g SO}_3 \text{ to } n_1 = \frac{52 \text{ g}}{80 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,65 \text{ mola}$$

$$48 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ to } n_2 = \frac{48 \text{ g}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,49 \text{ mola}$$

$$n_1 : n_2 = 1 : 0,754$$

2) $M(\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7) = 178 \text{ g/mol}$

$$26,7 \text{ g H}_2\text{S}_2\text{O}_7 \text{ to } n_3 = \frac{26,7 \text{ g}}{178 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,15 \text{ mola i tyle samo ubyło H}_2\text{SO}_4$$

W ciekłej pozostałości liczba moli SO_3 wynosiła:

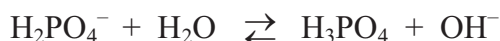
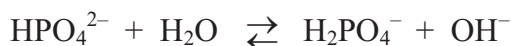
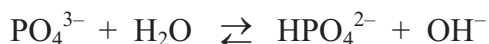
$$n_4 = n_1 - n_3 = (0,65 - 0,15) \text{ mola} = 0,5 \text{ mola}$$

a liczba moli H_2SO_4 :

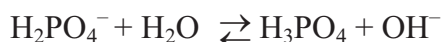
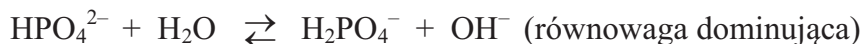
$$n_5 = n_2 - n_3 = (0,49 - 0,15) \text{ mola} = 0,34 \text{ mola}$$

$$n_4 : n_5 = 1 : 0,68$$

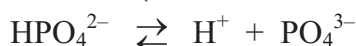
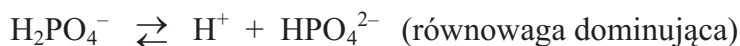
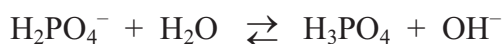
9.188. W roztworze Na_3PO_4 trzy reakcje powodują wytwarzanie jonów OH^- :



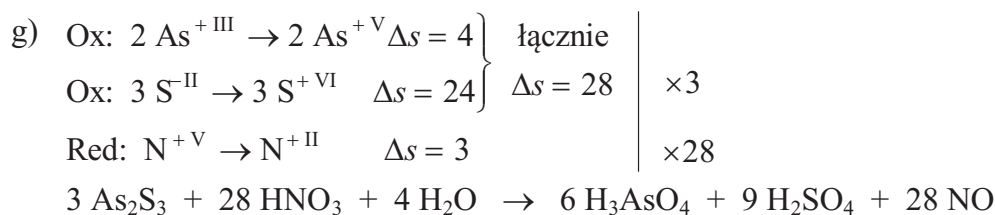
W roztworze Na_2HPO_4 dwie reakcje powodują wytwarzanie jonów OH^- , a jedna dysocjacja daje jony H^+ :



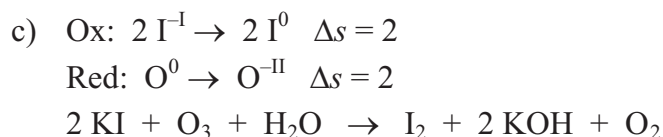
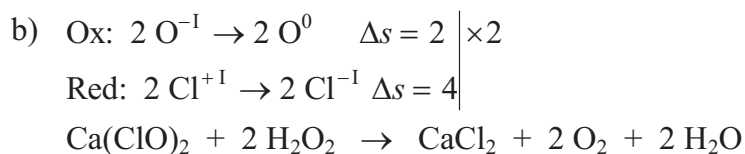
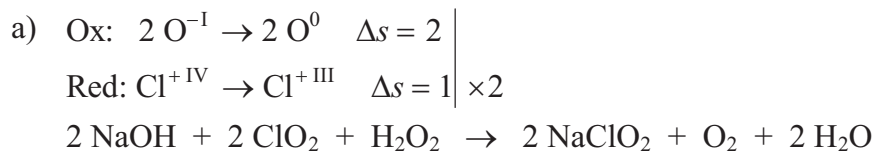
W roztworze NaH_2PO_4 jedna reakcja powoduje wytworzenie jonów OH^- , a dwie dysocjacje dają jony H^+ :



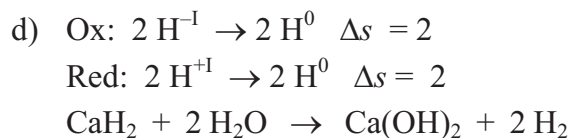
10.20.

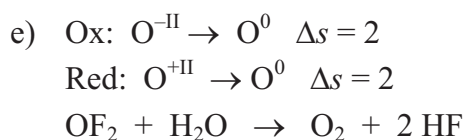


10.25.

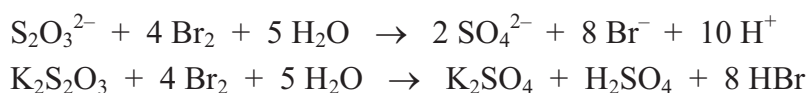
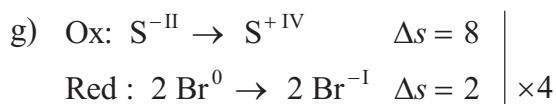
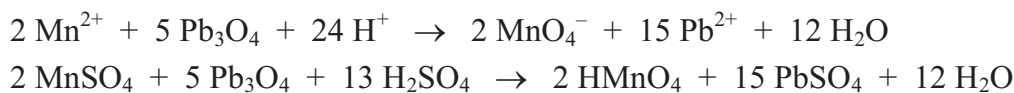
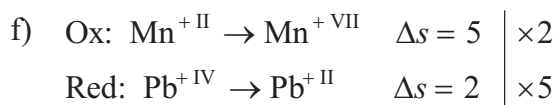
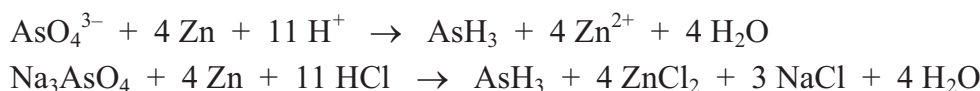
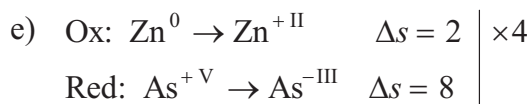
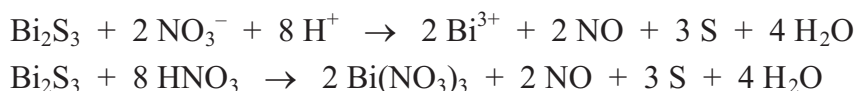
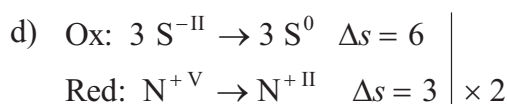
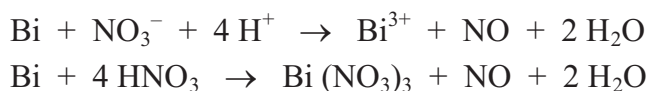
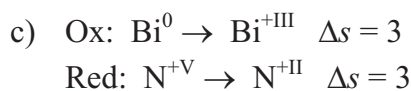
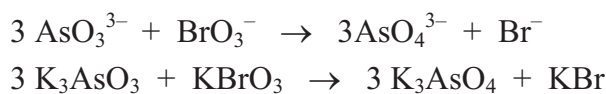
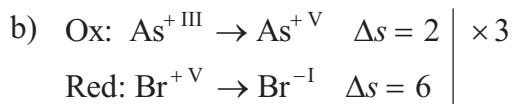
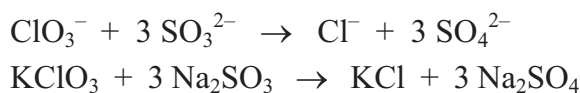
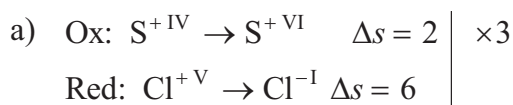


Uwaga: jeden atom tlenu z O_3 redukuje się do tlenu $-II$ (w OH^-), a dwa pozostałe nie zmieniają stopnia utlenienia tworząc O_2 .





10.28.



11.22. Zaczepnięte z tablic potencjały standardowe półogniw wynoszą:



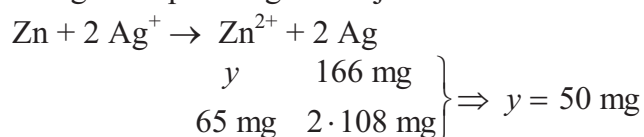
W obu ogniwach podanych w zadaniu półogniwem dodatnim będzie półogniwo MnO_4^- , H^+ , Mn^{2+} . Po utworzeniu baterii potencjały połączonych biegunów wyrównają się, a dodatnim biegunem będzie półogniwo o wyższym potencjale, czyli Fe^{3+} , Fe^{2+} .

11.31. W obecności jonów Cu^{2+} miedź osadza się na płycie cynkowej tworząc lokalne mikroogniwa:



w których następuje roztworzenie cynku, przebiegające szybciej niż reakcja kwasu z cynkiem.

11.41. W ogniwie przebiega reakcja:



Z roztworu AgNO_3 ubyło 166 mg Ag co stanowi $n_1 = 1,54 \cdot 10^{-3}$ mola. W roztworze ZnSO_4 przybyło 50 mg Zn^{2+} , co stanowi $n_2 = 0,769 \cdot 10^{-3}$ mola. Początkowo roztwór AgNO_3 zawierał $n_3 = 5 \cdot 10^{-3}$ mola Ag^+ , a roztwór ZnSO_4 zawierał $n_4 = 5 \cdot 10^{-3}$ mola Zn^{2+} . Stężenia końcowe wynosiły:

$$c_m(\text{Ag}^+) = \frac{n_3 - n_1}{V_r} = \frac{(5 \cdot 10^{-3} - 1,54 \cdot 10^{-3}) \text{ mol}}{0,05 \text{ dm}^3} = 0,0692 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$c_m(\text{Zn}^{2+}) = \frac{n_4 + n_2}{V_r} = \frac{(5 \cdot 10^{-3} + 0,769 \cdot 10^{-3}) \text{ mol}}{0,05 \text{ dm}^3} = 0,115 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

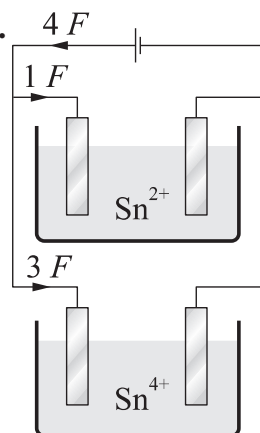
11.63.



11.65. Metale będą się wydzielały w kolejności malejących potencjałów standardowych, czyli Cu, Pb, Sn. Wodór będzie się wydzielał na końcu przy potencjale:

$$P_{\text{H}_2/\text{Sn}}^w = 0 + 0,059 \text{ V} \cdot \log [\text{H}^+] - 1 \text{ V} = -1,41 \text{ V}$$

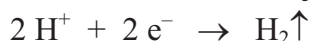
11.89.



0,5 mola Sn z roztworu Sn^{2+} wydziela się po przepłynięciu ładunku $1 F$

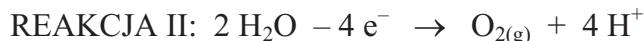
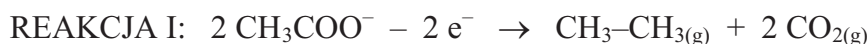
ładunek $3 F$ wydziela z roztworu Sn^{4+} $\frac{3 F}{4 \frac{F}{\text{mol}}} = 0,75$ mola Sn

11.94. Na katodzie zachodzi jedna reakcja:



Z równania tego wynika, że przepływ ładunku $2 F$ powoduje wydzielenie 1 mola gazu, który zajmuje objętość V (w zadaniu nie określono warunków p, T).

Na anodzie mogą zachodzić dwie reakcje równoległe:



Gdyby na anodzie zachodziła tylko REAKCJA I, wówczas przepływ ładunku $2 F$ spowodowałby wydzielenie 3 moli gazów (1 mola $\text{CH}_3\text{-CH}_3$ i 2 moli CO_2) o łącznej objętości $3 V$. Podany w treści zadania warunek równych objętości gazów wydzielonych na katodzie i na anodzie wyklucza zachodzenie na anodzie tylko REAKCJI I i wskazuje na znaczny udział REAKCJI II, w której przepływ ładunku $2 F$ powoduje wydzielenie 0,5 mola gazu.

Założmy, że przez elektrolizer przepływał ładunek $2 F$, zatem na katodzie wydzielił się 1 mol wodoru o objętości V . Równocześnie na anodzie przepływ ładunku $x F$ wywołał REAKCJĘ I, a przepływ pozostałej części ładunku, czyli:

$$2 F - x F = (2 - x) F$$

wywołał REAKCJĘ II.

Z REAKCJI I wynika, że:

ładunek $2 F$ powoduje wydzielenie 3 moli gazów
zatem ładunek $x F$ powoduje wydzielenie n_1

$$n_1 = \frac{x F \cdot 3 \text{ mole}}{2 F} = \frac{3}{2} x \text{ moli}$$

Z REAKCJI II, wynika, że:

ładunek $4 F$ powoduje wydzielenie 1 mola gazu
zatem ładunek $(2 - x) F$ powoduje wydzielenie n_2

$$n_2 = \frac{(2 - x) F \text{ moli}}{4 F} = \frac{2 - x}{4} \text{ moli}$$

Treść zadania narzuca warunek równych objętości gazów na elektrodach i w konsekwencji równą liczbę moli produktów gazowych. W obliczeniach założono, że na katodzie wydzielił się 1 mol gazu, zatem:

$$\begin{aligned} n_1 + n_2 &= 1 \text{ mol} \\ \frac{3}{2} x \text{ moli} + \frac{2 - x}{4} \text{ moli} &= 1 \text{ mol} \Rightarrow x = 0,4 \end{aligned}$$

Oznacza to, że podczas przepływu ładunku $2 F$ tylko $0,4 F$ wywołało REAKCJĘ I, co stanowi η procent (wydajność prądową utleniania jonów octanowych):

$$\eta = \frac{0,4 F}{2 F} \cdot 100\% = 20\%$$

11.97. Skład elektrolitu nie będzie ulegał zmianie, jeżeli w określonej jednostce czasu tyle samo cyny (m_{Sn}) przejdzie z anody A_1 do roztworu, ile wydzielą się jej na katodzie, i równocześnie taki sam warunek spełni ilość niklu (m_{Ni}) przechodząca do roztworu z anody A_2 i osadzająca się na katodzie. Założmy, że na katodzie wydzielilo się 100 g stopu:

$$m_{\text{Sn}} = \frac{M_{\text{Sn}} I_1 t}{2 F} \qquad m_{\text{Ni}} = \frac{M_{\text{Ni}} I_2 t}{2 F}$$

$$\frac{I_1}{I_2} = \frac{m_{\text{Sn}} \cdot M_{\text{Ni}}}{m_{\text{Ni}} \cdot M_{\text{Sn}}} = \frac{65 \text{ g} \cdot 59 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{35 \text{ g} \cdot 119 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{1}{1,09}$$

11.98. Korzystając z założeń i równań poprzedniego zadania, przyjmujemy, że I_1 dotyczy anody miedzianej, a I_2 – złotej:

$$\frac{I_1}{I_2} = \frac{\frac{p \cdot 2}{M_{\text{Cu}}}}{(100 - p) 3} = \frac{2 p M_{\text{Au}}}{3 (100 - p) M_{\text{Cu}}} = \frac{2,05 p}{100 - p}$$

11.99.

$$m_e = \frac{m_M}{z F} I t \Rightarrow t = \frac{m_e z F}{m_M I}$$

ponieważ $m_e = d V$; $V = h \cdot S$; zatem:

$$m_e = d h S; \quad t = \frac{d h S z F}{m_M I}$$

$$t = \frac{9 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 0,01 \text{ mm} \cdot 25 \text{ cm}^2 \cdot 2 \cdot 96500 \text{ C}}{64 \text{ g} \cdot 0,5 \text{ A}} \approx 23 \text{ min}$$

11.100. Przez elektrolizer przepłynął ładunek:

$$Q = I t = 3 \text{ A} \cdot 3600 \text{ s} = 3 \cdot 3600 \frac{F}{96500} = 0,112 F$$

Obliczamy, jaka część tego ładunku została zużyta na wydzielenie tlenu. 224 cm^3 tlenu to 0,01 mola. W reakcji:



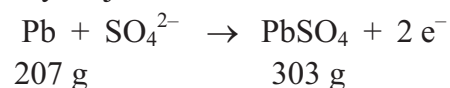
wydzielenie mola O_2 wymaga przepływu ładunku $4 F$, zatem na wydzielenie 0,01 mola zużyto $0,04 F$. Pozostała część ładunku, czyli $(0,112 - 0,04) F = 0,072 F$ została zużyta na utlenianie SO_4^{2-} , które wymaga ładunku $2 \cdot 10^{-3} F$ na mmol SO_4^{2-} , zatem x mmoli utleni się po przepływie $0,072 F$:

$$x = \frac{0,072 F \cdot 1 \text{ mmol}}{2 \cdot 10^{-3} F} = 36 \text{ mmoli}$$

11.102. Rozładowanie w 50% oznacza, że pobrano z akumulatora 0,5 zgromadzonego w nim ładunku, czyli:

$$Q = 0,5 \cdot 56 \text{ Ah} = 0,5 \cdot 56 \text{ A} \cdot 3600 \text{ s} = 1,008 \cdot 10^5 \text{ C} = 1,008 \cdot 10^5 \frac{F}{96500} = 1,045 F$$

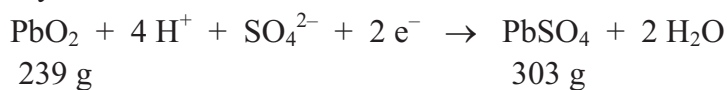
a) Płyta ujemna:



przyrost masy o $(303 - 207) \text{ g} = 96 \text{ g}$ po przepływie ładunku $2 F$, zatem po przepływie $1,045 F$:

$$x = \frac{96 \text{ g} \cdot 1,045 F}{2 F} = 50,2 \text{ g}$$

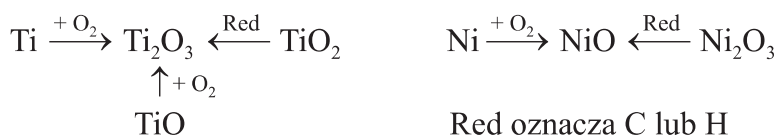
b) Płyta dodatnia:



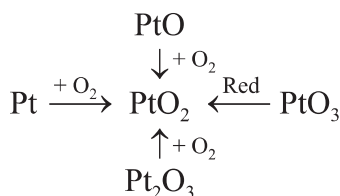
przyrost masy o $(303 - 239) \text{ g} = 64 \text{ g}$ po przepływie ładunku $2 F$, zatem po przepływie $1,045 F$:

$$x = \frac{64 \text{ g} \cdot 1,045 F}{2 F} = 33,5 \text{ g}$$

12.20. Zapisy w formie schematów:



Red oznacza C lub H



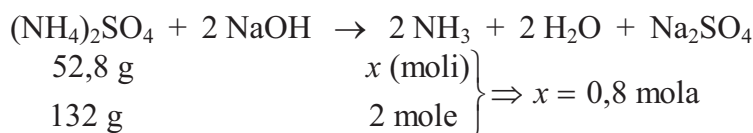
12.35. Zachodzą dwie reakcje:



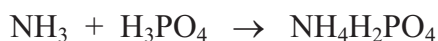
które można dodać stronami uwzględniając stosunek molowy składników powietrza ($\text{O}_2 + 4 \text{N}_2$)



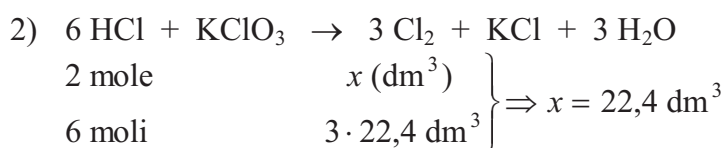
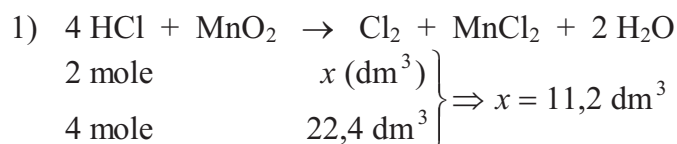
12.120.



78,4 g H_3PO_4 to 0,8 mola, zatem NH_3 i H_3PO_4 zmieszano w stosunku mol na mol, czyli reakcja przebiegnie według równania:



14.24. W 200 g 35,5-procentowego kwasu solnego znajdują się 2 mole HCl.



Produkty zawierały łącznie $(6,35 + 25,3) \text{ g} = 31,65 \text{ g}$ azotu (wolnego i związanego), który pochodził z x moli NH_3 :

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol } \text{NH}_3 \text{ zawiera } 14 \text{ g N} \\ x \quad \quad \quad \text{zawiera } 31,65 \text{ g N} \end{array} \right\} \Rightarrow x = 2,26 \text{ mola}$$

w tym y moli utleniło się do NO :

$$\left. \begin{array}{l} \text{z 1 mola } \text{NH}_3 \text{ tworzy się } 30 \text{ g NO} \\ z \quad y \quad \quad \quad \text{tworzy się } 13,6 \text{ g NO} \end{array} \right\} \Rightarrow y = 0,453 \text{ mola}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Jeżeli z } 2,26 \text{ mola } \text{NH}_3 \text{ tworzy się } 0,453 \text{ moli NO} \\ \text{to z } 1 \text{ mola } \text{NH}_3 \text{ tworzy się } x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 0,2 \text{ mola}$$

14.82.

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{1013 \text{ hPa} \cdot 2,97 \text{ dm}^3}{83,1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K}} = 0,1207 \text{ mola}$$

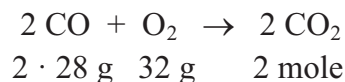
$$\left. \begin{array}{l} \text{Jeżeli } 0,1207 \text{ mola ma masę } 10 \text{ g} \\ \text{to } 1 \text{ mol ma masę } x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 82,85 \text{ g}$$

x jest średnią masą mola mieszaniny zawierającej y mola N_2O_4 i $(1-y)$ mola NO_2 , zatem:

$$y \cdot m_M(\text{N}_2\text{O}_4) + (1-y) \cdot m_M(\text{NO}_2) = 82,85 \text{ g}$$

po podstawieniu $m_M(\text{N}_2\text{O}_4) = 92 \text{ g}$ oraz $m_M(\text{NO}_2) = 46 \text{ g}$ i rozwiązaniu równania otrzymamy $y = 0,801$, co oznacza, że molowa zawartość procentowa N_2O_4 w mieszaninie wynosi $80,1\% \approx 80\%$.

14.112.



Należy rozpatrzyć dwa przypadki, z których pierwszy dotyczy nadmiaru CO , a drugi nadmiaru O_2 .

Mieszanina stechiometryczna zawiera:

$$p^m = \frac{32 \text{ g} \cdot 100\%}{2 \cdot 28 + 32} = 36,36\% \approx 36,4\% \text{ tlenu}$$

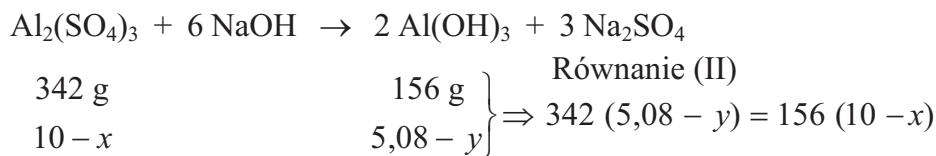
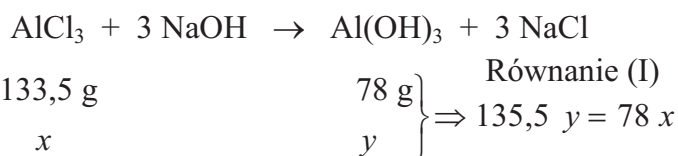
Jeżeli $p^m \leq 36,4\%$ (nadmiar CO) to:

$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ CO}_2 \\ \frac{p^m \cdot m}{100} \quad x \\ 32 \text{ g} \quad 2 \text{ mole} \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{p^m \cdot m}{16 \cdot 100\%}$$

Jeżeli $p^m \geq 36,4\%$ (nadmiar O_2) to:

$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ CO}_2 \\ (100 - p^m) m \quad x \\ 2 \cdot 28 \text{ g} \quad 2 \text{ mole} \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{(100 - p^m) m}{28 \cdot 100\%}$$

14.135. Mieszanina zawierała x gramów AlCl_3 oraz $(10-x)$ gramów $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Osad zawierał y gramów $\text{Al}(\text{OH})_3$ wytrąconego z AlCl_3 oraz $(5,08-y)$ g $\text{Al}(\text{OH})_3$ wytrąconego z $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$:



Po rozwiązaniu układu równań (I) i (II) otrzymamy $x \approx 4$

$$\% \text{AlCl}_3 = \frac{4 \text{ g}}{10 \text{ g}} \cdot 100\% = 40\%$$

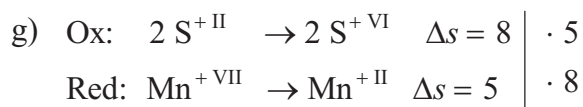
15.14.

- 1) $4 \text{Fe} + 10 \text{HNO}_3 \rightarrow 4 \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- 2) $5 \text{Fe} + 12 \text{HNO}_3 \rightarrow 5 \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
- 3) $8 \text{Fe} + 30 \text{HNO}_3 \rightarrow 8 \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3 \text{N}_2\text{O} + 15 \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{Fe} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{Fe} + 6 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3 \text{NO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$

Wydajność maksymalna:

- | | | |
|-------------------------|------------------|----------------------------|
| 1) NH_3 | d = 1,05 | p ^m = 10% |
| 2) N_2 | d ≈ 1,19 | p ^m = 30% |
| 3) N_2O | d ≈ 1,10 do 1,22 | p ^m = 15 do 45% |
| 4) NO | d ≈ 1,30 | p ^m = 45% |
| 5) NO_2 | d > 1,40 | p ^m > 65% |

15.30.

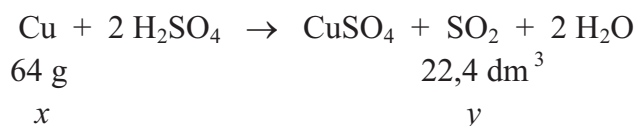


15.72.

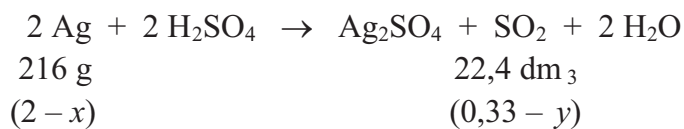
$$\left. \begin{array}{l} 96500 \text{ C wydziela } 1 \text{ mol Ag}^+ \\ 24100 \text{ C wydziela } x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 0,25 \text{ mola}$$

W 1 dm^3 było $0,35$ mola Ag^+ , a ubyło $0,25$ mola, zatem pozostało $(0,35 - 0,25)$ mola. Końcowy roztwór miał też objętość 1 dm^3 , zatem stężenie jonów Ag^+ wynosiło $0,1 \text{ mol/dm}^3$.

15.74. Stop zawierał x gramów miedzi i $(2 - x)$ gramów srebra. W reakcji z miedzią wydzielono się y dm³ SO₂, a w reakcji ze srebrem $(0,331 - y)$ dm³ SO₂:



$$\text{Równanie (I): } y \cdot 64 = x \cdot 22,4$$

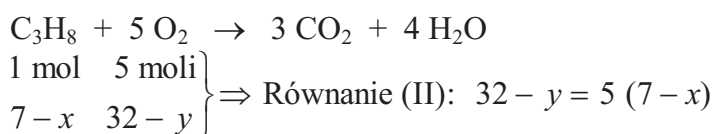
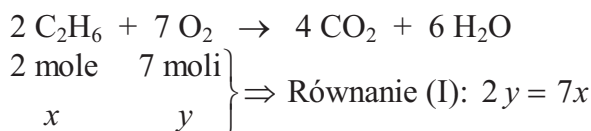


$$\text{Równanie (II): } 216 \cdot (0,33 - y) = (2 - x) \cdot 22,4$$

Po rozwiązaniu układu równań (I) i (II) otrzymamy $x \approx 0,5$, zatem miedź stanowiła:

$$\% \text{Cu} = \frac{0,5 \text{ g}}{2 \text{ g}} \cdot 100\% = 25\%$$

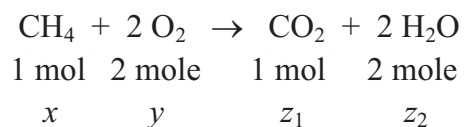
16.43. Mieszanina zawierała x moli etanu i $(7 - x)$ moli propanu. W reakcji z etanem zużyto y moli tlenu, a w reakcji z propanem $(32 - y)$ moli tlenu. Zatem:



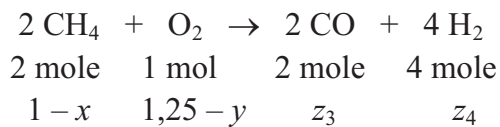
Po rozwiązaniu układu równań (I) i (II) otrzymamy:

$$x = 2, \text{ zatem } 7 - x = 5$$

16.44. Załóżmy, że x mola CH₄ spalało się do CO₂ i H₂O, a $(1 - x)$ mola spalało się do CO i H₂. W pierwszej reakcji brało udział y moli tlenu, a w drugiej $(1,25 - y)$ moli tlenu. Powstało: z_1 moli CO₂, z_2 moli H₂O, z_3 moli CO i z_4 moli H₂.



$$\text{Równanie (I): } y = 2x$$



$$\text{Równanie (II): } 2(1,25 - y) = 1 - x$$

Po rozwiązaniu układu równań (I) i (II) otrzymamy $x = 0,5$. Zatem: $z_1 = 0,5$; $z_2 = 1$; $z_3 = 0,5$; $z_4 = 1$.

16.45. $M(\text{C}_7\text{H}_{16}) = 100 \text{ g/mol}$; $M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114 \text{ g/mol}$; $M(\text{C}_{10}\text{H}_{22}) = 142 \text{ g/mol}$

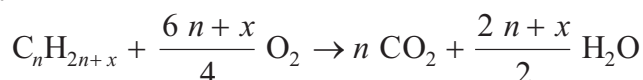
W 100 g benzyny jest łącznie:

$$n = \frac{30 \text{ g}}{100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} + \frac{30 \text{ g}}{114 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} + \frac{40 \text{ g}}{142 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,845 \text{ moli}$$

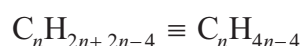
Średnia masa molowa wynosi:

$$\bar{M} = \frac{m_s}{n} = \frac{100 \text{ g}}{0,845 \text{ mola}} = 118 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \Rightarrow M_r(\text{benzyny}) = 118 \text{ u}$$

16.54.



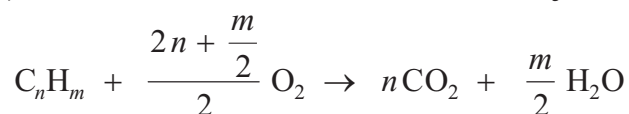
$$1 + \frac{6n+x}{4} = 2n \Rightarrow x = 2n - 4$$



W szeregu CH_0 , C_2H_4 , C_3H_8 , C_4H_{12} istnieją tylko: C_2H_4 i C_3H_8 .

16.58. Jądra atomów węgla tworzącego wiązanie potrójne $\text{C}\equiv\text{C}$ wraz z jądrami Y układu $\text{Y}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{Y}$ muszą leżeć wzdłuż linii prostej.

16.91. Gazy po reakcji o objętości 50 cm^3 to mieszanina CO_2 i nadmiaru tlenu, o czym świadczy fakt, że po przepuszczeniu jej przez wodny roztwór KOH zmniejszyła się do 10 cm^3 (tlen nadmiarowy), zatem zawierała $40 \text{ cm}^3 \text{ CO}_2$, a w reakcji brało udział 60 cm^3 tlenu.



$$1 \text{ cm}^3 \quad \frac{2n + \frac{m}{2}}{2} \text{ cm}^3 \quad n \text{ cm}^3$$

$$10 \text{ cm}^3 \quad 60 \text{ cm}^3 \quad 40 \text{ cm}^3$$

Równanie (I):

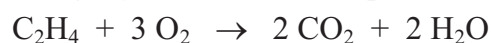
Równanie (II):

$$10 \left(\frac{2n + \frac{m}{2}}{2} \right) = 60$$

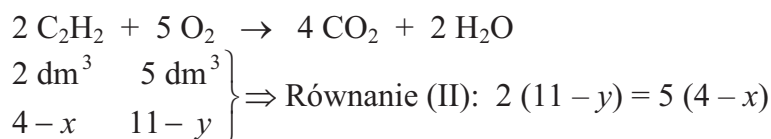
$$10n = 40 \Rightarrow n = 4; m = 8$$

Wzór węglowodoru: C_4H_8

16.92. Zakładamy, że mieszanina zawierała $x \text{ dm}^3$ etylenu i $(4-x) \text{ dm}^3$ acetyleny; do spalenia etylenu zużyto $y \text{ dm}^3$ tlenu, a do spalenia acetyleny $(11-y) \text{ dm}^3$ tlenu.



$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ dm}^3 \quad 3 \text{ dm}^3 \\ x \quad y \end{array} \right\} \Rightarrow \text{Równanie (I): } y = 3x$$



Po rozwiązaniu układu równań (I) i (II) otrzymamy $x = 2$, co oznacza, że wyjściowa mieszanina zawierała 50% obj. etylenu, a jego masowa zawartość procentowa wynosiła:

$$p^m = \frac{28 \text{ g}}{(28 + 26) \text{ g}} \cdot 100\% = 51,8\%$$

16.94. Drugi izomer przereagował z dwukrotnie większą ilością bromu niż pierwszy, więc zawierał dwa razy więcej wiązań C=C niż pierwszy, lub odpowiednią liczbę wiązań C≡C (ogólnie – dwa razy większą liczbę tzw. miejsc nienasycenia, czyli wiązań C=C lub pierścieni. Drugi węglowodór C_6H_{10} należy do grupy $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ i zawiera dwa miejsca nienasycenia, może zatem zawierać:

- dwa wiązania C=C (różne heksadieny lub ich izomery z rozgałęzionym łańcuchem);
- jedno wiązanie C=C i pierścień (dimetylo- lub etylocyklobuteny, metylocyklopenteny lub winylocyklobutan albo cykloheksen);
- dwa pierścienie (bicyklobutan);
- jedno wiązanie C≡C (różne heksyny i ich izomery z rozgałęzionym łańcuchem).

Pierwszy izomer zawiera jedno miejsce nienasycenia, może zatem zawierać:

- jedno wiązanie C=C (różne hekseny lub ich izomery z rozgałęzionym łańcuchem);
- pierścień (podstawione alkilami cyklopropany, cyklobutany, cyklopentany lub cykloheksan).

16.125. Oznaczenia: μ_{cz} – moment dipolowy cząsteczki; μ_w – moment dipolowy wiązania.

$$\mu_{cz} = 2\mu_w \cos 30^\circ = \sqrt{2} \mu_w$$

$$\text{a) } \mu_w = \frac{\mu_{cz}}{\sqrt{2}} = \frac{2,26 \text{ D}}{\sqrt{2}} = 1,3 \text{ D}$$

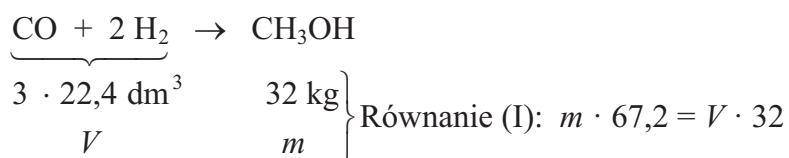
$$\text{b) } \mu_w = \frac{0,52 \text{ D}}{\sqrt{2}} = 0,3 \text{ D}$$

16.143.

$$K_c = \frac{[\text{C}_2\text{H}_2]^3}{[\text{C}_6\text{H}_6]} = \frac{c^3}{c} = c^2$$

Bez znajomości c nie można obliczyć K_c .

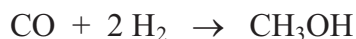
17.38.



$$\text{Równanie (II): } p = \frac{V}{x} \cdot 100, \text{ gdzie } x - \text{szukana objętość}$$

Po podstawieniu V z równania (I) do równania (II) otrzymamy: $x = 210 \frac{m}{p}$

17.39. Tlenek węgla reaguje z wodorem w stosunku molowym 1 : 2 tworząc metanol:



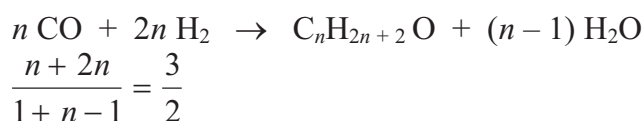
co oznacza, że wodór był użyty w nadmiarze, mieszanina wyjściowa zawierała $(10 : 4) \text{ dm}^3 = 2,5 \text{ dm}^3 \text{ CO}$, ponadto reakcja $\text{CO} + \text{H}_2$ nie przebiegała z wydajnością teoretyczną.

W reakcji wzięło udział $(10 - 7,3) \text{ dm}^3 = 2,7 \text{ dm}^3$ mieszaniny CO i H_2 , w tym $\frac{1}{3} \cdot 2,7 \text{ dm}^3 \text{ CO}$.

Procent CO biorącego udział w reakcji wynosił:

$$\% \text{CO} = \frac{0,9 \text{ dm}^3}{2,5 \text{ dm}^3} \cdot 100\% = 36\%$$

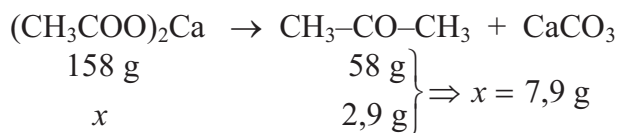
17.40. Ciśnienie wpływa na stan równowagi tych reakcji, w których objętość substratów jest różna od objętości produktów, a tak jest w reakcjach syntezy alkoholi z mieszaniny $\text{CO} + \text{H}_2$, ale stosunek objętości gazowych substratów do objętości gazowych produktów w tych syntezach jest stały, wynosi 3:1, nie ma zatem wpływu na długość łańcucha alkoholu:



17.58.



17.101. Ubytek masy $(15,8 - 12,9) \text{ g} = 2,9 \text{ g}$ to masa ketonu.



Procent rozłożonej soli:

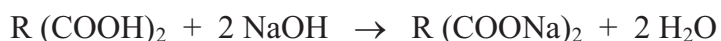
$$p = \frac{7,9 \text{ g}}{15,8 \text{ g}} \cdot 100\% = 50\%$$

17.102. Obliczamy masę kwasu w roztworze:

$$\rho = \frac{m_s}{V_r} \Rightarrow m_s = \rho \cdot V_r = 33 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3} \cdot 100 \text{ cm}^3 = 3,3 \text{ g}$$

Obliczamy liczbę moli NaOH :

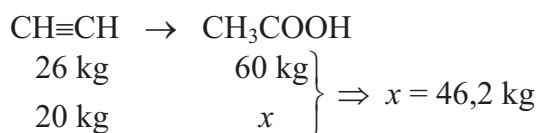
$$c_m = \frac{n}{V_r} \Rightarrow n = c_m V_r = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 250 \text{ cm}^3 = 0,05 \text{ mola}$$



$$\left. \begin{array}{l} m_M \\ 3,3 \text{ g} \end{array} \right\} \Rightarrow m_M = 132 \text{ g} \Rightarrow M_r = 132 \text{ u}$$
$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ mole} \\ 0,05 \text{ mola} \end{array} \right\}$$

Jeżeli $M_r[\text{R}(\text{COOH})_2] = 132 \text{ u}$, to $M_r(\text{R}) = (132 - 90) \text{ u} = 42 \text{ u}$, co odpowiada masie grupy C_3H_6 . Zatem kwas $\text{C}_3\text{H}_6(\text{COOH})_2$ ma wzór sumaryczny $\text{C}_5\text{H}_8\text{O}_4$.

17.103. Z wykresu: około 39 kg kwasu powstaje z 20 kg acetyleny.



Wydajność procentowa:

$$p = \frac{39 \text{ kg}}{46,2 \text{ kg}} \cdot 100\% \approx 84\%$$

Uwaga: W zależności od punktu wybranego na wykresie otrzymuje się wyniki 83÷85.

17.104. Liczba moli w 1 dm³ wynosi:

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{1013 \text{ hPa} \cdot 1 \text{ dm}^3}{8,31 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}} = 2,9 \cdot 10^{-2} \text{ mola}$$

Gęstość pary 2,49 g/dm³ oznacza, że masa tej liczby moli w 1 dm³ wynosi 2,49 g. Średnia masa molowa wyniesie:

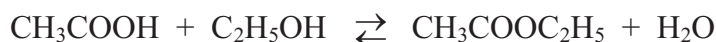
$$\bar{M} = \frac{m_s}{n} = \frac{2,49 \text{ g}}{2,9 \cdot 10^{-2} \text{ mola}} = 85,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Założmy, że w 1 molu pary jest x moli CH₃COOH oraz $(1 - x)$ mola dimeru:

$$60x + 120(1 - x) = 85,8 \Rightarrow x = 0,57$$

$$p^\circ (\text{dimeru}) = \frac{(1 - 0,57)}{1} \cdot 100\% = 43\%$$

17.132.



$$K_c = \frac{0,666 \cdot 0,666}{0,333 \cdot 0,333} = 4$$

	n_o	n_p	n_r
kwas	1	$-x$	$1 - x$
etanol	2	$-x$	$2 - x$
ester	0	x	x
woda	0	x	x

$$\frac{x^2}{(1-x)(2-x)} = 4$$

$$x = 0,845$$

17.133. Zmieszanie stechiometrycznej ilości propanolu i kwasu propanowego oznacza, że zmieszano mol alkoholu z molem kwasu, ponieważ reakcja przebiega według równania, w którym wszystkie współczynniki stechiometryczne są równe jedności. Stężenia molowe w stanie równowagi wyniosły:



$$K_c = \frac{0,666 \cdot 0,666}{0,333 \cdot 0,333} = 4$$

W przypadku użycia trzykrotnego nadmiaru alkoholu mamy następujący bilans molowy:

	n_o	n_p	n_r
kwask	1	$-x$	$1 - x$
alkohol	3	$-x$	$3 - x$
ester	0	x	x
woda	0	x	x

$$\frac{x^2}{(3-x)(1-x)} = 4$$

$$x = 0,903$$

17.134. 230 g etanolu to 5 moli. 180 g kwasu octowego to 3 mole. 220 g octanu etylu to 2,5 mola.

	n_o	n_p	n_r
alkohol	5	$-2,5$	2,5
kwask	3	$-2,5$	0,5
ester	0	2,5	2,5
woda	0	2,5	2,5

$$K_c = \frac{2,5 \cdot 2,5}{2,5 \cdot 0,5} = 5$$

18,4 g etanolu to 0,4 mola. 18 g kwasu octowego to 0,3 mola

	n_o	n_p	n_r
alkohol	0,4	$-x$	$0,4 - x$
kwask	0,3	$-x$	$0,3 - x$
ester	0	x	x
woda	0	x	x

$$\frac{x^2}{(0,4-x)(0,3-x)} = 5$$

$$x = 0,234 \text{ mola}$$

$$m_s = n \cdot M = 0,234 \text{ mola} \cdot 88 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 20,6 \text{ g} \approx 21 \text{ g}$$

18.30. W kierunku anody, ponieważ pH roztworu jest wyższe od punktu izoelektrycznego i alanina występuje w postaci anionów.

18.31.



$$0,445 \text{ g}$$

$$0,112 \text{ dm}^3$$

$$m_M$$

$$22,4 \text{ dm}^3$$

$$m_M = 89 \text{ g}$$

$$m_M(\text{R}) = m_M - m_M(\text{NH}_2) - m_M(\text{COOH}) = (89 - 16 - 45) \text{ g} = 28 \text{ g}$$

co odpowiada masie C_2H_4 . Jedyna możliwość to:

