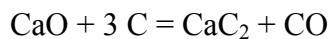


Zad. 1

Proces przebiega zgodnie z równaniem:



$$M(\text{CaC}_2) = 64 \text{ g/mol}$$

$$\text{czyli } \Delta H = \Delta H_{\text{tw}}^{\circ}(\text{CaC}_2) + \Delta H_{\text{tw}}^{\circ}(\text{CO}) - \Delta H_{\text{tw}}^{\circ}(\text{CaO}) - \Delta H_{\text{tw}}^{\circ}(\text{C})$$

$\Delta H_{\text{tw}}^{\circ}(\text{C})$ przyjmujemy za równą 0

Nie znamy natomiast wartości $\Delta H_{\text{tw}}^{\circ}(\text{CO})$.

Entalpię tworzenia tlenku węgla(II) możemy obliczyć korzystając z prawa Hessa. Mamy bowiem dane ciepło tworzenia CO_2 i ciepło spalania CO .

Mamy zatem:

$$\Delta H_{\text{tw}}^{\circ}(\text{CO}) = \Delta H_{\text{tw}}^{\circ}(\text{CO}_2) - \Delta H_{\text{sp}}^{\circ}(\text{CO}) = -393,5 + 292,2 = 110,6 \text{ kJ/mol.}$$

ΔH analizowanej reakcji otrzymywania CaC_2 wynosi zatem:

$$\Delta H = -59,4 - 110,6 + 634,3 = 464,3 \text{ kJ/mol CaC}_2$$

Naszym zadaniem jest otrzymanie 1 kg karbidu, technicznego węgliku wapnia o zawartości CaC_2 wynoszącej 85%. W 1 kg mamy zatem 850 g, co stanowi $850/64 = 13,28 \text{ mol CaC}_2$. Zużyjemy więc $13,28 \cdot 464,3 = 6,17 \text{ MJ}$ energii.

Najczęstszymi błędami było:

- próba zastosowania wszystkich podanych w zadaniu wartości ΔH
- użycie $\Delta H_{\text{sp}}^{\circ}(\text{CO})$ jako $\Delta H_{\text{tw}}^{\circ}(\text{CO})$
- błędy w równaniu reakcji syntezy CaC_2 (np.: z CO_2 jako drugim produktem)
- przyjmowanie, że 1 kg karbidu zawiera $1/0,85 = 1,176 \text{ kg CaC}_2$

Zad. 2

$$M(\text{I}_2) = 254 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{KI}) = 166 \text{ g/mol}$$

W 1 dm³ roztworu zawartych jest odpowiednio $0,01 \cdot 1050 = 10,5 \text{ g I}_2$ i $0,02 \cdot 1050 = 21 \text{ g KI}$
Stężenia początkowe wynoszą zatem:

$$[\text{I}_2]_0 = 10,5 / (1 \cdot 254) = 0,0413 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{I}^-]_0 = [\text{KI}]_0 = 21 / (1 \cdot 166) = 0,1266 \text{ mol/dm}^3$$

W roztworze zachodzi reakcja: $\text{I}_2 + \text{I}^- = \text{I}_3^-$

$$K = [\text{I}_3^-] / ([\text{I}^-][\text{I}_2]) = [\text{I}_3^-] / \{([\text{I}^-]_0 - [\text{I}_3^-])([\text{I}_2]_0 - [\text{I}_3^-])\} = 700$$

Rozwiązując równanie kwadratowe dostajemy $[I_3^-]_1 = 0,0405 \text{ mol/dm}^3$ i $[I_3^-]_2 = 0,1286 \text{ mol/dm}^3$. Druga z wartości nie spełnia warunków zadania gdyż $[I_3^-]_2 > [I^-]_0$.

Stężenie wolnych jonów jodkowych w uzyskanym roztworze, w stanie równowagi, wynosi: $[I^-]_0 - [I_3^-]_1 = 0,0861 \text{ mol/dm}^3$.

Najczęściej popełniane błędy:

- przy obliczaniu stężenia początkowego jonów I^- przyjmowanie masy molowej 127 zamiast 166 (przy jednoczesnym użyciu masy KI a nie jonów I^-)
- przyjmowanie masy molowej jodu równej 127 zamiast 254 g/mol
- podstawianie wartości stężeń początkowych za stężenia równowagowe

Zad. 3

$M(\text{HF}) = 20 \text{ g/mol}$

$M(\text{KF}) = 58 \text{ g/mol}$

$M(\text{KHF}_2) = 78 \text{ g/mol}$

Ładunek, który przepłynął przez elektrolizer wynosił:

$$Q = 2,5 \cdot 3600 \cdot 2,5 = 180000 \text{ C}$$

z czego $180000 \cdot 0,75 = 135000$ wywołało rozkład HF.

Ponieważ na rozłożenie 1 mola HF potrzeba 1 mol elektronów, w elektrolizerze rozkładowi uległo $135000/96500 = 1,399$ mol fluorowodoru, co stanowi $1,399 \cdot 20 = 27,98 \text{ g}$.

W elektrolicie przed elektrolizą zawartych było $1800/78 = 23,078$ mol KHF_2 , czyli po 23,078 mol HF i KF. Stanowi to odpowiednio 461,56 g HF i 1338,41 g KF. Masa elektrolity po zakończeniu procesu wynosiła $1800 - 27,98 = 1772,02 \text{ g}$.

$$c(\text{KF}) = [1338,41/1772,02] \cdot 100\% = 75,53 \%$$

$$c(\text{HF}) = [(461,56 - 27,98)/1772,02] \cdot 100\% = 24,47\%$$

Za poprawne przyjmowano także wyrażenie składu jako % K, F i H lub KF i KHF_2 . Dopuszczalne było również podanie wyniku w % molowych (z tym że musiało być to zaznaczone w rozwiązaniu). Najczęstsze błędy to:

- nieprzeliczanie czasu na sekundy
- interpretowanie stechiometrii 1:1 jako mieszaniny o zawartości 50% wag. każdego za składników

Zad. 4

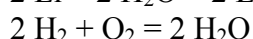
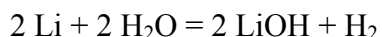
Za poprawny uznawano każdy eksperyment, podczas którego zachodzi redukcja S^{+6} na niższy stopień utlenienia. Warunkiem było:

- zaproponowanie reakcji, która zachodzi
- wykazanie obecności związków siarki na niższym stopniu utlenienia po reakcji

Najczęściej popełniane błędy:

- proponowanie reakcji w których nie zachodzi zmiana stopnia utlenienia siarki, np.: strącania siarczanów(VI), rozpuszczania metali w H_2SO_4 z wydzieleniem wodoru, reakcji dehydratacji katalizowanych kwasem siarkowym(VI) itd.
- proponowanie reakcji siarczanów(VI) z manganianami(VII), zachodzącej z rzekomym odbarwieniem roztworu
- proponowanie reakcji z metalami półszlachetnymi (Cu, Hg, Ag) bez wykazania charakteru wydzielającego się gazu (wystarczyła identyfikacja SO_2 na podstawie zapachu lub jego właściwości kwasowych)

Zad. 5



15000 g Li stanowi $15000/7 = 2142,86$ mol, natomiast $1 \text{ m}^3 \text{ H}_2\text{O}$ to $1000000/18 = 55555,6$ mol. W nadmiarze mamy zatem wodę, więc przereaguje cały lit.

Z 1 mol Li powstaje 0,5 mol H_2 , a zatem po spaleniu wodoru – 0,5 mol H_2O .

Z użytej ilości litu otrzymamy 1071,4 mol H_2O , co stanowi $1071,4 \cdot 18 = 19285,74$ g.

Przyjmując gęstość wody za równą 1 g/cm^3 otrzymujemy objętość skroplonego produktu spalania, wynoszącą $19,286 \text{ dm}^3$. pH czystej wody wynosi 7, zatem $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 7$. Stąd stężenie jonów OH^- , w czystej wodzie, wynosi 10^{-7} mol/dm^3 . W całej objętości otrzymanej wody mamy $19,286 \cdot 10^{-7} = 1,9286 \cdot 10^{-6}$ mol OH^- . Ilość jonów hydroksylowych wynosi więc $6,02 \cdot 10^{23} \cdot 1,9286 \cdot 10^{-6} = 1,16 \cdot 10^{18}$.

Najczęściej popełniane błędy:

- błędny zapis reakcji Li z H_2O
- błędna stechiometria zachodzących procesów
- błędy w przeliczaniu jednostek (m^3 na g, kg na g)
- zakładanie całkowitego przereagowania wody
- przyjmowanie wartości 10^{-7} za ułamek molowy jonów OH^- a nie za ich stężenie molowe
- zakładanie całkowitej dysocjacji wody

Zad. 6

$$M(\text{AgCl}) = 144,5 \text{ g/mol}$$

W $1,5 \text{ dm}^3$ roztworu zawartych jest (przy podanym stężeniu) $0,0045 \text{ mmol}$ jonów Ag^+ .

Wytrąceniu uległo $0,2405 \text{ g AgCl}$, co stanowi $0,2405/144,5 = 0,00167 \text{ mol Ag}^+$. W roztworze pozostało zatem (w postaci AgNO_3) $0,00450 - 0,00167 = 0,00283 \text{ mol Ag}^+$. Aby uzyskać stężenie 3 mmol/dm^3 roztwór należy odparować do objętości $0,00283/0,003 = 0,943 \text{ dm}^3$.

$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 10^{-9,8} = 1,58 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{Przed odparowaniem } [\text{Ag}^+]_1 = 0,00283/1,5 = 0,001887 \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{Zatem } [\text{Cl}^-]_1 = 1,58 \cdot 10^{-10}/0,001887 = 8,3 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$$

$$n(\text{Cl}^-)_1 = 8,3 \cdot 10^{-8} \cdot 1,5 = 1,25 \cdot 10^{-7} \text{ mol}$$

Po odparowaniu $[Ag^+]_2 = 0,003 \text{ mol/dm}^3$ (udział jonów Ag^+ pochodzących z rozpuszczonego $AgCl$ można zaniedbać)

$$\begin{aligned} \text{Zatem } [Cl^-]_2 &= 1,58 \cdot 10^{-10} / 0,003 = 5,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3 \\ n(Cl^-)_2 &= 5,2 \cdot 10^{-8} \cdot 0,943 = 4,9 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \end{aligned}$$

Różnica wytraci się w formie $AgCl$

$$n(Cl^-)_1 - n(Cl^-)_2 = 7,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol}$$

$$m(AgCl) = 7,5 \cdot 10^{-8} \cdot 144,5 = 0,0109 \text{ mg}$$

Najczęściej popełniane błędy:

- przyjmowanie masy osadu $AgCl$ za równą masie „straconego” $AgNO_3$
- zakładanie że $[Ag^+] = [Cl^-]$

Zad. 7

$$d(A) = 0,47224 \cdot d(Xe) \text{ zatem, na mocy praw gazowych } M(A) = 0,47224 \cdot M(Xe) = 62 \text{ g/mol}$$

Reaktywność A wskazuje na to, iż jest to alkohol.



$$n(H_2) = pV/RT = (108500 \cdot 0,0004424) / (8,314 \cdot 358) = 0,016 \text{ mol}$$

$$n(A) = 1/62 = 0,016 \text{ mol}$$

Zatem z 1 mol A powstaje, w reakcji z sodem, 1 mol H_2 . Wskazuje to na obecność 2 grup hydroksylowych w cząsteczce A (wzór: $A'(OH)_2$).

$$M(A') = 62 - 2 \cdot 17 = 28 \text{ g/mol}$$

Pozostałe dane pozwalają jednoznacznie zidentyfikować A jako 1,2-etanodiol (glikol etylenowy).

Roztwór 1,1 % zawiera 11 g B w 1000 g roztworu (przy uwzględnieniu podanej gęstości, w 1 dm^3 r-ru), zatem:

$$\begin{aligned} 11 \text{ g} &- 0,04545 \text{ mol} \\ x \text{ g} &- 1 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$M(B) = x = 242 \text{ g/mol}$$

Zawartość potasu w 1 mol B wynosi $0,3223 \cdot 242 = 78 \text{ g}$, czyli 2 mole.

Dane wskazują, iż B to sól potasowa pewnego kwasu karboksylowego C.

$$M(C) = M(B) - 78 + 2 = 166 \text{ g/mol}$$

C jest kwasem dikarboksylovym (gdyż jego sól zawiera 2 mol K w 1 molu).

Zatem, ponieważ C możemy zapisać jako HOOC-R-COOH to:

$$M(R) = 166 - 2 \cdot (12 + 32 + 1) = 76 \text{ g/mol}$$

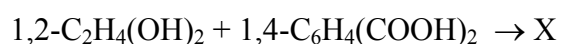
Mamy więc do czynienia z kwasem benzenodikarboksylovym. Możliwość otrzymania wyłącznie jednej monobromopochodnej wskazuje na izomer 1,4 (kwas tereftalowy).

Stosunek A do B w X wynosi 32,292/62 : 126,034/242, czyli 1:1. X jest więc produktem polikondensacji A i C, o wzorze:



Innym, obok podanego, zastosowaniem X jest produkcja włókien sztucznych (Elana).

Przykładowa synteza:



Najczęściej popełniane błędy:

- błędy w stechiometrii, prowadzące do mas A i B wynoszących 1/2 mas rzeczywistych
- identyfikacja B jako izomeru 1,2- lub 1,3-
- otrzymywanie alkoholi w reakcji związków Grignarda z wodą