KLUCZ ODPOWIEDZI · DLA NAUCZYCIELA

# Sprawdzian z reakcji redoks i elektrochemii

## Grupa A

**1.** (1 pkt) **C**

**2.** (1 pkt) **D**

**3.** (4 pkt) **1. P; 2. P; 3. P; 4. P** — po 1 pkt za zdanie

**4.** (4 pkt) **1. F; 2. P; 3. P; 4. F** — po 1 pkt za zdanie

**5.** (4 pkt) **1–B, 2–D, 3–C, 4–A** — po 1 pkt za parę

**6.** (4 pkt) **1–A, 2–D, 3–C, 4–B** — po 1 pkt za parę

**7.** (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: Miedź ulega utlenieniu: stopień utlenienia zmienia się od $0$ do $+II$ (traci $2$ elektrony). Srebro ulega redukcji: stopień utlenienia zmienia się od $+I$ do $0$ (każdy jon przyjmuje $1$ elektron).
Punktacja: Poprawne wskazanie utlenienia miedzi: $0 \rightarrow +II$ (1 pkt) + poprawne wskazanie redukcji srebra: $+I \rightarrow 0$ (1 pkt). $2$ pkt.

**8.** (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: Tak. Cynk ma niższy potencjał normalny niż miedź (w szeregu napięciowym leży przed nią), a metal o niższym potencjale wypiera z roztworu soli metal o wyższym potencjale: $\mathrm{Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu}$.
Punktacja: Odpowiedź twierdząca z uzasadnieniem: cynk ma niższy potencjał normalny niż miedź (1 pkt); poprawne równanie jonowe (1 pkt).

**9.** (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: OGNIWO STĘŻENIOWE: ogniwo, w którym oba półogniwa zawierają tę samą parę redoks, ale różne stężenia jonów. SEM wynika z różnicy stężeń (entropia), nie z różnych substancji. ZASADA DZIAŁANIA: elektroda z MNIEJSZEGO stężenia (0,01 M) jest ANODĄ — Cu utlenia się ($\mathrm{Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2\,e^-}$), zwiększając stężenie. Elektroda z WIĘKSZEGO stężenia (1 M) jest KATODĄ — $Cu^{2+}$ redukuje się do Cu, zmniejszając stężenie. Ogniwo pracuje do WYRÓWNANIA stężeń (SEM = 0). SEM oblicza się z równania Nernsta: $E = (RT/nF)\ln([Cu^{2+}]_{kat}/[Cu^{2+}]_{an}) = (0{,}059/2)\log(1/0{,}01) = 0{,}059$ V.
Punktacja: Definicja (1 pkt) + zasada działania (1 pkt).

**10.** (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: ZASADA: anoda to WARSTWOWY GRAFIT (C), do którego wbudowuje się Li (interkalacja). Katoda to $\mathrm{LiCoO_2}$ (lub $\mathrm{LiFePO_4}$, $\mathrm{LiMn_2O_4}$) — tlenek litu z metalem przejściowym. Elektrolit: sól litowa ($LiPF_6$) w rozpuszczalniku organicznym. ROZŁADOWYWANIE: $Li^+$ opuszcza grafit (anodę), wędruje przez elektrolit do katody, a elektrony płyną obwodem zewnętrznym od anody do katody. Anoda: $\mathrm{LiC_6 \longrightarrow 6\,C + Li^+ + e^-}$. Katoda: $\mathrm{Li_{(1-x)}CoO_2 + \mathit{x}\,Li^+ + xe^- \longrightarrow LiCoO_2}$. Ładowanie: odwrotnie. ZALETY: (1) wysokie napięcie (~3,7 V vs 2,1 V ołowiowy, 1,2 V NiCd), (2) wysoka gęstość energii (Li najlżejszy metal), (3) brak efektu pamięci, (4) długa żywotność (1000+ cykli). WADY: pożar/wybuch przy przegrzaniu, drogie, degradacja w czasie.
Punktacja: Zasada działania + zalety (2 pkt).

## Grupa B

**1.** (1 pkt) **B**

**2.** (1 pkt) **C**

**3.** (4 pkt) **1. P; 2. P; 3. F; 4. F** — po 1 pkt za zdanie

**4.** (4 pkt) **1. P; 2. P; 3. P; 4. P** — po 1 pkt za zdanie

**5.** (4 pkt) **1–A, 2–C, 3–D, 4–B** — po 1 pkt za parę

**6.** (4 pkt) **1–B, 2–D, 3–A, 4–C** — po 1 pkt za parę

**7.** (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: (a) STOPIONY NaCl: katoda — $\mathrm{Na^+ + e^- \longrightarrow Na}$ (metaliczny sód). Anoda — $\mathrm{2\,Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2\,e^-}$. Produkty: Na (metal, przemysł), $Cl_2$. (b) WODNY roztwór: katoda — zamiast $Na^+$ redukuje się $H_2O$: $\mathrm{2\,H_2O + 2\,e^- \longrightarrow H_2 + 2\,OH^-}$ (bo E°(Na) = -2,71 V jest dużo niższe niż E°($H_2O/H_2$) ≈ -0,41 V przy pH 7). Anoda — $Cl^-$ utlenia się: $\mathrm{2\,Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2\,e^-}$ (mimo że E°($O_2/H_2O$) jest niższe, ale nadnapięcie na elektrodach grafitowych jest wysokie). Produkty: $H_2$, $Cl_2$, NaOH (w roztworze). PRZYCZYNA: w wodzie konkurują jony metalu i woda o elektrony na katodzie — jony aktywne ($Na^+$, $K^+$, $Ca^{2+}$, $Al^{3+}$) 'przegrywają' z wodą.
Punktacja: Produkty (a) i (b) + wyjaśnienie (2 pkt).

**8.** (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: Półreakcja: $\mathrm{Cr_2O_7^{2-} + 14\,H^+ + 6\,e^- \longrightarrow 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O}$. Chrom zmienia stopień utlenienia z +VI na +III. Obserwacja: barwa POMARAŃCZOWA (dichromian) → ZIELONA (jony $Cr^{3+}$). Klasyczne zastosowanie: utlenianie alkoholi I-rzędowych do aldehydów/kwasów, drugorzędowych do ketonów.
Punktacja: Półreakcja (1 pkt) + obserwacja (1 pkt).

**9.** (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: OGNIWO PALIWOWE: zamienia energię chemiczną PALIWA bezpośrednio na elektryczną (bez spalania). Typ PEMFC (membrana protonowa): ANODA: $\mathrm{H_2 \longrightarrow 2\,H^+ + 2\,e^-}$ (utlenianie wodoru). KATODA: $\mathrm{O_2 + 4\,H^+ + 4\,e^- \longrightarrow 2\,H_2O}$ (redukcja tlenu). CAŁKOWITA: $\mathrm{2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O}$ (jedyny produkt = woda!). ZALETY vs baterie: (1) nie rozładowuje się — działa tak długo jak dostarczamy H2 + O2. (2) Zero emisji CO2. (3) Sprawność 40-60% (vs silnik spalinowy 25-30%). WADY: drogi Pt jako katalizator, trudne magazynowanie H2, brak infrastruktury. Zastosowania: samochody (Toyota Mirai), autobusy, stacje kosmiczne (Apollo).
Punktacja: Reakcje anoda/katoda (1 pkt) + zalety vs baterie (1 pkt).

**10.** (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: (a) SAMORZUTNOSC: ogniwo galwaniczne — reakcja SAMORZUTNA ($\Delta G < 0$, SEM > 0), produkuje prąd. Elektrolizer — reakcja NIESAMORZUTNA ($\Delta G > 0$), wymaga zewnętrznego źródła prądu. (b) ZNAKI: Ogniwo: anoda (-), katoda (+). Elektrolizer: anoda (+), katoda (-). (c) ENERGIA: Ogniwo: energia chemiczna → elektryczna. Elektrolizer: energia elektryczna → chemiczna. W OBIE stronach anoda = utlenianie, katoda = redukcja — to się NIE zmienia.
Punktacja: Każda różnica poprawnie = 2/3 pkt, razem max 2 pkt.

## Skala ocen (orientacyjna, 26 pkt w każdej grupie)

| | |
|---|---|
| bardzo dobry (5) | 24–26 pkt |
| dobry (4) | 20–23 pkt |
| dostateczny (3) | 13–19 pkt |
| dopuszczający (2) | 8–12 pkt |
| niedostateczny (1) | 0–7 pkt |

Progi: 90%, 75%, 50%, 30%. Progi w Twojej szkole mogą być inne. W zadaniach otwartych uznaj każdą odpowiedź poprawną merytorycznie, także sformułowaną inaczej niż przykład.

Ten sprawdzian online, z wyjaśnieniem każdej odpowiedzi: **matury-online.pl/sprawdzian/chemia/redoks-i-elektrochemia**. Nauczyciele i korepetytorzy ułożą własną kartę z banku ponad 20 tys. zadań: **matury-online.pl/dla-korepetytorow**.