

ROZWIĄZANIA ZADAŃ (z komentarzem)

ZADANIE 1.

Odpowiedź:

Stopnie utlenienia siarki w podanych związkach chemicznych przedstawia poniższa tabela:

Wzór sumaryczny	H ₂ S	SO ₂	SO ₃ ²⁻	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	Na ₂ S ₂ O ₃
Stopień utlenienia	-II	IV	IV	VI	VI	-II oraz VI

Komentarz:

W tiosiarczanie(VI) sodu Na₂S₂O₃ dwa atomy siarki są na różnych stopniach utlenienia. Jeden atom występuje na -II stopniu utlenienia, drugi — na VI. Różnica pomiędzy siarczanem(VI) sodu, a tiosiarczanem sodu jest taka, że w Na₂S₂O₃ drugi atom siarki zastąpił jeden z atomów tlenu.

ZADANIE 2.

Odpowiedź:

Stopnie utlenienia azotu w podanych związkach chemicznych przedstawia poniższa tabela:

Wzór sumaryczny	NH ₄ ⁺	NO ₂	Ca(NO ₃) ₂	NO ₃ ⁻	KNO ₂	NH ₄ NO ₃
Stopień utlenienia	-III	IV	V	V	III	-III oraz V

Komentarz:

W azotanie(V) amonu NH₄NO₃ dwa atomy azotu są na różnych stopniach utlenienia. Jeden atom występuje na -III stopniu utlenienia, drugi — na V.

ZADANIE 3.

Odpowiedź:

Utleniacz — kwas azotowy(V).

Reduktor — siarczek miedzi(I).

Komentarz:

Azot zmniejszył swój stopień utlenienia z V (w HNO₃), na II (w NO). Zarówno miedź, jak i siarka ulegają utlenieniu — podwyższają swoje stopnie utlenienia: miedź z I (w Cu₂S) na II (w Cu(NO₃)₂), a siarka z -II (w Cu₂S) na VI (w H₂SO₄).

ZADANIE 4.

Odpowiedź:

A. Siarka pełni rolę utleniacza.

C. Siarka pełni rolę reduktora.

B. Siarka pełni rolę reduktora.

D. Siarka pełni rolę utleniacza.

Komentarz:

W reakcji A siarka zmniejszyła swój stopień utlenienia z 0 na -II, a więc zredukowała się.

W reakcjach B i C siarka podwyższyła swój stopień utlenienia z IV na VI, a więc się utleniła.

W reakcji D siarka zmniejszyła swój stopień utlenienia z VI na IV, a więc się zredukowała.

ZADANIE 5.

Odpowiedź A.

Jony Na⁺ oraz Mg²⁺.

Komentarz:

Utleniaczem jest pierwiastek, który w reakcji utleniania-redukcji redukuje się, a więc zmniejsza swój stopień utlenienia. Atomy sodu i magnezu oraz aniony Br⁻ i S²⁻ nie mogą zmniejszyć swojego stopnia utlenienia (atomy sodu i magnezu występują w związkach chemicznych tylko na dodatnich stopniach utlenienia). Atomy bromu i siarki mogą zarówno obniżać, jak i podwyższać stopień utlenienia. Natomiast jony sodu i magnezu mogą tylko zmniejszyć swój stopień utlenienia na 0.

Odpowiedź B:

Atomy sodu i magnezu oraz jony bromkowe Br⁻ i siarczkowe S²⁻.

Komentarz:

Reduktorem jest pierwiastek, który utlenia się, a więc podwyższa swój stopień utlenienia. Kationy Na^+ i Mg^{2+} nie mogą być reduktorami, gdyż zarówno sód, jak i magnez występują w nich na maksymalnym stopniu utlenienia. Natomiast brom i siarka mogą tworzyć związki chemiczne, w których występują na dodatnich stopniach utlenienia.

Odpowiedź C.

Tylko atomy bromu oraz atomy siarki.

Komentarz:

Zarówno atomy bromu jak i siarki mogą obniżać lub podwyższać stopień utlenienia. Brom na 0 stopniu utlenienia może przechodzić na –I stopień utlenienia (w jonie bromkowym Br^-) lub na dodatni, np. VII stopień utlenienia (w kwasie bromowym(VII) HBrO_4). Siarka na 0 stopniu utlenienia może przechodzić na –II stopień utlenienia (w jonie siarczkowym S^{2-}) lub na dodatni, np. IV stopień utlenienia (w tlenku siarki(IV) SO_2).

ZADANIE 6.

Odpowiedź:

Związki, które mogą pełnić tylko rolę utleniacza: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KNO_3 , KMnO_4 , KClO_4 .

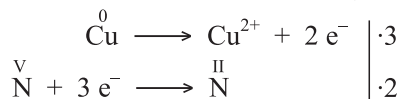
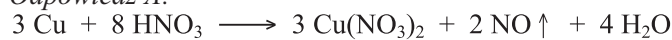
Komentarz:

Utleniaczem jest pierwiastek, który w reakcji utleniania-redukcji redukuje się, a więc zmniejsza swój stopień utlenienia. Chrom, azot, mangan i chlor w wyżej wymienionych związkach chemicznych występują na swoich maksymalnych stopniach utlenienia. Nie mogą więc jeszcze go podwyższać, a więc nie mogą pełnić roli reduktorów. Pełnią tylko rolę utleniaczy.

Jod w NaI nie może pełnić roli utleniacza, ponieważ występuje na najniższym stopniu utlenienia. Nie może jeszcze go obniżać. Natomiast tlen w nadtlenku wodoru (występuje na –I stopniu utlenienia), siarka w siarczanie(IV) sodu oraz żelazo w chlorku żelaza(II) mogą pełnić rolę zarówno utleniaczy, jak i reduktorów, ponieważ występują na pośrednich stopniach utlenienia.

ZADANIE 7.

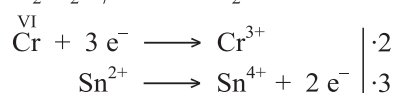
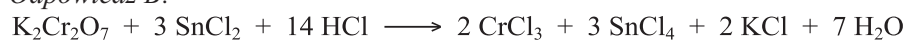
Odpowiedź A:



Utleniacz: kwas azotowy(V).

Reduktor: miedź.

Odpowiedź B:

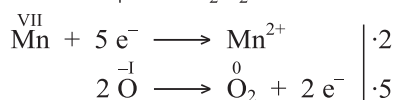
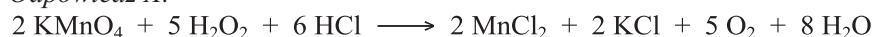


Utleniacz: dichromian(VI) potasu.

Reduktor: chlorek cyny(II).

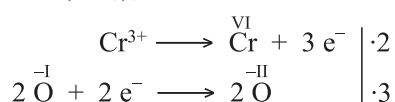
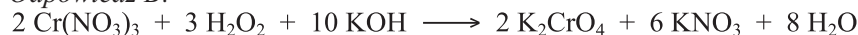
ZADANIE 8.

Odpowiedź A:



Nadtlenek wodoru pełni w tej reakcji rolę reduktora.

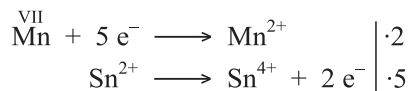
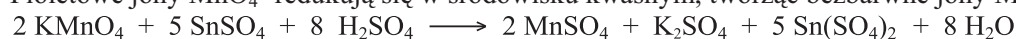
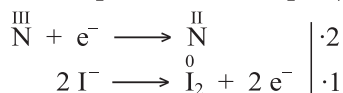
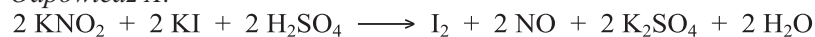
Odpowiedź B:



Nadtlenek wodoru pełni w tej reakcji rolę utleniacza.

ZADANIE 9.*Odpowiedź:*

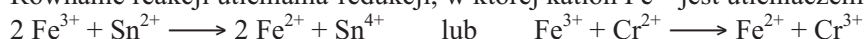
Fioletowe jony MnO_4^- redukują się w środowisku kwaśnym, tworząc bezbarwne jony Mn^{2+} .

**ZADANIE 10.***Odpowiedź A:**Odpowiedź B:*

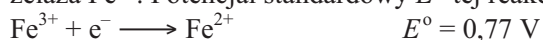
Azotan(III) potasu pełni w tej reakcji rolę utleniacza, a jodek potasu — rolę reduktora.

ZADANIE 11.*Odpowiedź A:*

Równanie reakcji utleniania-redukcji, w której kation Fe^{3+} jest utleniaczem:

*Komentarz:*

Rolę utleniacza może pełnić jedynie kation Fe^{3+} , który podczas reakcji utleniania-redukcji zredukuje się do kationu żelaza Fe^{2+} . Potencjał standardowy E^0 tej reakcji wynosi

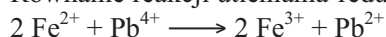


Rolę reduktora w reakcji z kationem Fe^{3+} może pełnić jedynie taki kation metalu, którego potencjał standardowy reakcji utleniania-redukcji ma wartość niższą od 0,77 V ($E^0 < 0,77 \text{ V}$). Ten warunek spełniają dwa kationy:

- kation cyny Sn^{2+} , który utleni się do kationu Sn^{4+} ;
- kation chromu Cr^{2+} , który utleni się do kationu Cr^{3+} .

Odpowiedź B:

Równanie reakcji utleniania-redukcji, w której kation Fe^{2+} jest reduktorem:

*Komentarz:*

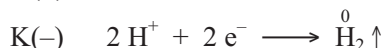
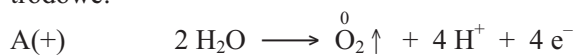
Rolę reduktora może pełnić jedynie kation Fe^{2+} , który podczas reakcji utleniania-redukcji utleni się do kationu żelaza Fe^{3+} . Potencjał standardowy E^0 tej reakcji wynosi



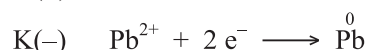
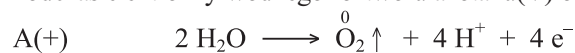
Rolę utleniacza w reakcji z kationem Fe^{2+} może pełnić jedynie taki kation metalu, którego potencjał standardowy reakcji utleniania-redukcji ma wartość wyższą od 0,77 V ($E^0 > 0,77 \text{ V}$). Ten warunek spełnia jedynie kation ołowiu Pb^{4+} , który zredukuje się do kationu Pb^{2+} .

ZADANIE 12.*Odpowiedź A:*

Podczas elektrolizy wodnego roztworu kwasu siarkowego(VI) na elektrodach zachodzą następujące reakcje elektrodowe:

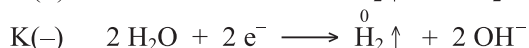
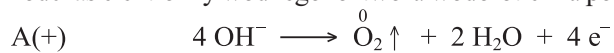
*Odpowiedź B:*

Podczas elektrolizy wodnego roztworu azotanu(V) ołowiu(II) na elektrodach zachodzą następujące reakcje elektrodowe:



Odpowiedź C:

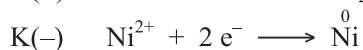
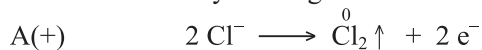
Podczas elektrolizy wodnego roztworu wodorotlenku potasu na elektrodach zachodzą następujące reakcje elektrodowe:



ZADANIE 13.

Odpowiedź A:

Podczas elektrolizy wodnego roztworu chlorku niklu(II) na elektrodach zachodzą następujące reakcje elektrodowe:

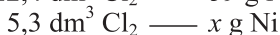
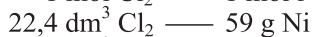
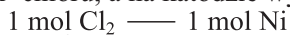


Odpowiedź B:

Na katodzie wydzielili się 14 g niklu.

Komentarz:

Z równań reakcji elektrodowych wynika, że wydzieleniu 1 mola chloru, zajmującego objętość w warunkach normalnych $22,4 \text{ dm}^3$, towarzyszy wydzielenie 1 mola niklu o masie molowej 59 g/mol . Zatem na anodzie wydzielili się $5,3 \text{ dm}^3$ chloru, a na katodzie wydzielili się 14 g niklu.



$$x = 14 \text{ g Ni}$$

ZADANIE 14.

Odpowiedź:

Elektrolizę należy prowadzić przez co najmniej 225,13 minut.

Komentarz:

Czas elektrolizy można obliczyć na podstawie prawa Faradaya:

$$m_M = \frac{M_M \cdot I \cdot t}{n \cdot F} \Rightarrow t = \frac{m_M \cdot n \cdot F}{M_M \cdot I}$$

Czas, w którym wydzielili się 0,1 mola żelaza (z rozkładu 0,1 mola FeCl_3) — 5789 s

$$t = \frac{m_M \cdot n \cdot F}{M_M \cdot I} = \frac{5,6 \text{ g} \cdot 3 \cdot 96\,485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}}{56 \text{ g/mol} \cdot 5 \text{ A}} = 5789 \text{ s}$$

Czas, w którym wydzielili się 0,2 mola atomów miedzi (z rozkładu 0,2 mola CuCl_2) — 7719 s

$$t = \frac{m_M \cdot n \cdot F}{M_M \cdot I} = \frac{12,8 \text{ g} \cdot 2 \cdot 96\,485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}}{64 \text{ g/mol} \cdot 5 \text{ A}} = 7719 \text{ s}$$

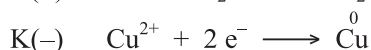
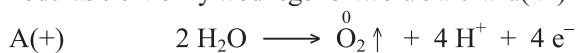
Całkowity czas przeprowadzania elektrolizy wynosi

$$t = 5789 \text{ s} + 7719 \text{ s} = 13\,508 \text{ s} = 225,13 \text{ minut.}$$

ZADANIE 15.

Odpowiedź A:

Podczas elektrolizy wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) na elektrodach zachodzą następujące reakcje elektrodowe:

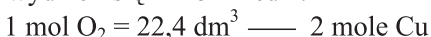


Odpowiedź B:

Stężenie molowe kationów Cu^{2+} w roztworze po elektrolizie wynosi $c_{\text{mol}} = 0,505 \text{ mol/dm}^3$.

Komentarz:

Z równań reakcji elektrodowych wynika, że wydzieleniu 1 mola tlenu, zajmującego objętość w warunkach normalnych $22,4 \text{ dm}^3$, towarzyszy wydzielenie 2 moli miedzi. Zatem na anodzie wydzielili się $11,2 \text{ dm}^3$ tlenu, a na katodzie wydzielili się 1 mol miedzi.



$$x = 1 \text{ mol Cu}$$

W elektrolizerze przed elektrolizą było 2 dm³ 1-molowego roztworu CuSO₄, zatem znajdowało się w nim 2 mole kationów Cu²⁺. Po elektrolizie pozostanie w roztworze 1 mol kationów Cu²⁺.

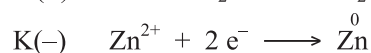
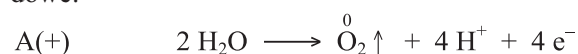
Objętość roztworu ulegnie zmniejszeniu, ponieważ podczas elektrolizy na anodzie rozkładała się woda. Z rozkładu 1 mola H₂O zajmującego objętość 18 cm³ wydzielą się 11,2 dm³ tlenu (0,5 mola O₂). Zatem końcowa objętość roztworu wynosi $V = 2 \text{ dm}^3 - 0,018 \text{ dm}^3 = 1,982 \text{ dm}^3$. Stężenie molowe kationów Cu²⁺ w roztworze po elektrolizie wynosi więc 0,505 mol/dm³.

$$c_{\text{mol}} = \frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{V} = \frac{1 \text{ mol}}{1,982 \text{ dm}^3} = 0,505 \text{ mol/dm}^3$$

ZADANIE 16.

Odpowiedź:

Podczas elektrolizy wodnego roztworu azotanu(V) cynku(II) na elektrodach zachodzą następujące reakcje elektrodowe:



Podczas elektrolizy prowadzonej prądem o natężeniu 4 A w czasie 15 minut na katodzie wydzielą się 1,2 g cynku.

Komentarz:

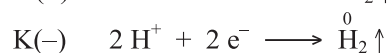
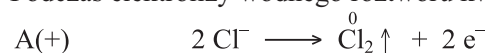
Masę cynku wydzielonego na katodzie można obliczyć na podstawie prawa Faradaya:

$$m_{\text{Zn}} = \frac{M_{\text{Zn}} \cdot I \cdot t}{n \cdot F} = \frac{65 \text{ g/mol} \cdot 4 \text{ A} \cdot 900 \text{ s}}{2 \cdot 96\,485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,2 \text{ g Zn}$$

ZADANIE 17.

Odpowiedź A:

Podczas elektrolizy wodnego roztworu kwasu solnego na elektrodach zachodzą następujące reakcje elektrodowe:



Odpowiedź B:

W wyniku elektrolizy roztworu HCl otrzymano 13,2 dm³ chloru.

Komentarz:

Z równań reakcji elektrodowych wynika, że wydzieleniu 1 mola wodoru, zajmującego w warunkach normalnych objętość 22,4 dm³, towarzyszy wydzielenie 1 mola chloru o objętości 22,4 dm³. Na anodzie wydzielą się więc 15 dm³ chloru, a na katodzie wydzielą się 15 dm³ wodoru.

W wodzie rozpuściło się 12 % wydzielonego na anodzie chloru, czyli 1,8 dm³ chloru. W wyniku elektrolizy roztworu HCl otrzymano więc 13,2 dm³ chloru.

ZADANIE 18.

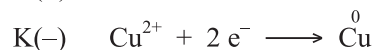
Odpowiedź:

Ogniwo I:

A. Schemat ogniwa: Cr | Cr³⁺ || Cu²⁺ | Cu

B. Anodą jest elektroda chromowa, a katodą — elektroda miedziana.

C. Na elektrodach zachodzą następujące reakcje elektrodowe:



D. Standardowa SEM tego ogniwa wynosi 1,08 V.

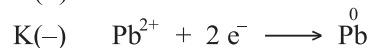
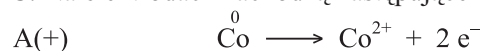
$$\text{SEM} = E_{\text{K}}^{\circ} - E_{\text{A}}^{\circ} = 0,34 \text{ V} - (-0,74 \text{ V}) = 0,34 \text{ V} + 0,74 \text{ V} = 1,08 \text{ V}$$

Ogniwo II:

A. Schemat ogniwa: Co | Co²⁺ || Pb²⁺ | Pb

B. Anodą jest elektroda kobaltowa, a katodą — elektroda ołowiowa.

C. Na elektrodach zachodzą następujące reakcje elektrodowe:



D. Standardowa SEM tego ogniwa wynosi 0,14 V.

Komentarz:

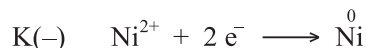
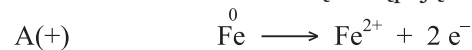
$$\text{SEM} = E_K^\circ - E_A^\circ = -0,13 \text{ V} - (-0,27 \text{ V}) = -0,13 \text{ V} + 0,27 \text{ V} = 0,14 \text{ V}$$

ZADANIE 19.

Odpowiedź:

A. Schemat ogniwa żelazowo-niklowego: $\text{Fe} \mid \text{Fe}^{2+} \parallel \text{Ni}^{2+} \mid \text{Ni}$

B. Na elektrodach zachodzą następujące reakcje elektrodowe:



C. SEM tego ogniwa, jeżeli $[\text{Fe}^{2+}] = [\text{Ni}^{2+}] = 0,1 \text{ mol/dm}^3$ (w $T = 298 \text{ K}$), wynosi 0,21 V.

Komentarz:

$$\text{SEM} = E_K - E_A = E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^\circ + \frac{0,059}{2} \log[\text{Ni}^{2+}] - E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^\circ - \frac{0,059}{2} \log[\text{Fe}^{2+}]$$

$$\text{SEM} = E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^\circ - E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^\circ + \frac{0,059}{2} (\log[\text{Ni}^{2+}] - \log[\text{Fe}^{2+}])$$

$$\text{SEM} = E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^\circ - E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^\circ + \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Ni}^{2+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

$$\text{SEM} = -0,23 \text{ V} + 0,44 \text{ V} + \frac{0,059}{2} \log \frac{0,1}{0,1} = 0,21 \text{ V}$$

D. SEM tego ogniwa, jeżeli $[\text{Fe}^{2+}] = 1 \text{ mol/dm}^3$, a $[\text{Ni}^{2+}] = 0,01 \text{ mol/dm}^3$ (w $T = 298 \text{ K}$), wynosi 0,15 V.

Komentarz:

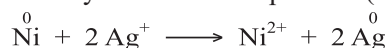
$$\text{SEM} = E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^\circ - E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^\circ + \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Ni}^{2+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

$$\text{SEM} = -0,23 \text{ V} + 0,44 \text{ V} + \frac{0,059}{2} \log \frac{0,01}{1} = 0,21 \text{ V} - 0,059 \text{ V} = 0,15 \text{ V}$$

ZADANIE 20.

Odpowiedź A:

Sumaryczne równanie procesu (w formie jonowej) zachodzącego w trakcie elektrolizy:



Odpowiedź B:

Na płytce niklowej wydzielili się 34,4 g srebra.

Komentarz:

Z sumarycznego równania procesu wynika, że wydzieleniu na płytce niklowej 2 moli srebra o masie 216 g towarzyszy ubytek 1 mola niklu o masie 59 g. Zatem przyrost masy płytki wynosił

$$\Delta m = 216 \text{ g} - 59 \text{ g} = 157 \text{ g}$$

Wydzielenie 216 g srebra na płytce niklowej związane jest z przyrostem masy płytki o 157 g. Zatem przyrost masy płytki o 25 g związany jest z wydzieleniem się na płytce 34,4 g srebra

$$\Delta m = 157 \text{ g} \text{ — } 216 \text{ g Ag}$$

$$\Delta m = 25 \text{ g} \text{ — } x \text{ g Ag}$$

$$x = 34,4 \text{ g Ag}$$