https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/training/42

DZIAŁ

OGNIWA



Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8890

Standardowy potencjał redukcji

to wielkość fizyczna określająca zdolność do przyjmowania lub oddawania elektronów przez drobiny, co pozwala określać:

1. moc utleniacza i reduktora,
2. aktywność chemiczną metali.
3. aktywność chemiczną fluorowców.
4. czy metal reaguje z kwasem nieutleniającym
5. samorzutność reakcji redoks
6. obliczać SEM



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

POTENCJAŁ STANDARDOWY REDUKCJI	
Równanie reakcji	E°, V
$Ag^+ + e \rightleftarrows Ag$	0,800
$AgBr + e \rightleftarrows Ag + Br^-$	0,071
$AgCl + e \rightleftarrows Ag + Cl^-$	0,222
$Au^{3+} + 3e \rightleftarrows Au$	1,498
$Al^{3+} + 3e \rightleftarrows Al$	–1,676
$Al(OH)_4^- + 3e \rightleftarrows Al + 4OH^-$	–2,300
$Ba^{2+} + 2e \rightleftarrows Ba$	–2,912
$Be^{2+} + 2e \rightleftarrows Be$	–1,847
$Bi^{3+} + 3e \rightleftarrows Bi$	0,308
$Br_2(c) + 2e \rightleftarrows 2\,Br^-$	1,066
$BrO_3^- + 6H^+ + 6e \rightleftarrows Br^- + 3H_2O$	1,423
$BrO_3^- + 3H_2O + 6e \rightleftarrows Br^- + 6OH^-$	0,610
$CO_2 + 2H^+ + 2e \rightleftarrows HCOOH$	–0,199
$Ca^{2+} + 2e \rightleftarrows Ca$	–3,800
$Cd^{2+} + 2e \rightleftarrows Cd$	–0,403
$Cd(OH)_4^{2-} + 2e \rightleftarrows Cd + 4OH^-$	–0,658
$Cl_2(g) + 2e \rightleftarrows 2Cl^-$	1,358
$ClO_3^- + 6H^+ + 6e \rightleftarrows Cl^- + 3H_2O$	1,451
$ClO_3^- + 3H_2O + 6e \rightleftarrows Cl^- + 6OH^-$	0,620
$Co^{2+} + 2e \rightleftarrows Co$	–0,280
$Co^{3+} + e \rightleftarrows Co^{2+}$	1,920
$Cr^{2+} + 2e \rightleftarrows Cr$	–0,913
$Cr^{3+} + e \rightleftarrows Cr^{2+}$	–0,407
$Cr^{3+} + 3e \rightleftarrows Cr$	–0,744
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \rightleftarrows 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,360
$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e \rightleftarrows Cr(OH)_3 + 5OH^-$	–0,130
$Cs^+ + e \rightleftarrows Cs$	–3,026
$Cu^{2+} + 2e \rightleftarrows Cu$	0,342
$Cu_2O + H_2O + 2e \rightleftarrows 2Cu + 2OH^-$	–0,360
$2Cu(OH)_2 + 2e \rightleftarrows Cu_2O + 2OH^- + H_2O$	–0,080
$F_2 + 2e \rightleftarrows 2F^-$	2,866
$Fe^{2+} + 2e \rightleftarrows Fe$	–0,447
$Fe^{3+} + 3e \rightleftarrows Fe$	–0,037
$Fe^{3+} + e \rightleftarrows Fe^{2+}$	0,771

POTENCJAŁ STANDARDOWY REDUKCJI – CD.	
Równanie reakcji	E°, V
$2H^+ + 2e \rightleftarrows H_2$	0,000
$2H_2O + 2e \rightleftarrows H_2 + 2OH^-$	–0,828
$Hg^{2+} + 2e \rightleftarrows Hg$	0,851
$I_2 + 2e \rightleftarrows 2I^-$	0,536
$IO_3^- + 6\,H^+ + 6e \rightleftarrows I^- + 3H_2O$	1,085
$K^+ + e \rightleftarrows K$	–2,931
$Li^+ + e \rightleftarrows Li$	–3,040
$Mg^{2+} + 2e \rightleftarrows Mg$	–2,372
$Mn^{2+} + 2e \rightleftarrows Mn$	–1,185
$MnO_2 + 4H^+ + 2e \rightleftarrows Mn^{2+} + 2H_2O$	1,224
$MnO_4^- + e \rightleftarrows MnO_4^{2-}$	0,558
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightleftarrows Mn^{2+} + 4H_2O$	1,507
$MnO_4^- + 2H_2O + 3e \rightleftarrows MnO_2 + 4OH^-$	0,595
$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e \rightleftarrows MnO_2 + 4OH^-$	0,600
$NO_3^- + 4\,H^+ + 3e \rightleftarrows NO + 2H_2O$	0,957
$2NO_3^- + 4H^+ + 2e \rightleftarrows N_2O_4 + 2H_2O$	0,803
$Na^+ + e \rightleftarrows Na$	–2,710
$Ni^{2+} + 2e \rightleftarrows Ni$	–0,257
$O_2 + 2H^+ + 2e \rightleftarrows H_2O_2$	0,695
$O_2 + 4H^+ + 4e \rightleftarrows 2H_2O$	1,229
$O_2 + 2H_2O + 4e \rightleftarrows 4OH^-$	0,401
$Pb^{2+} + 2e \rightleftarrows Pb$	–0,126
$PbO_2 + 4\,H^+ + 2e \rightleftarrows Pb^{2+} + 2\,H_2O$	1,455
$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \rightleftarrows PbSO_4 + 2H_2O$	1,691
$PbSO_4 + 2e \rightleftarrows Pb + SO_4^{2-}$	–0,359
$Pt^{2+} + 2e \rightleftarrows Pt$	1,180
$Rb^+ + e \rightleftarrows Rb$	–2,980
$S + 2e \rightleftarrows S^{2-}$	–0,476
$SO_4^{2-} + H_2O + 2e \rightleftarrows SO_3^{2-} + 2OH^-$	–0,930
$Sn^{2+} + 2e \rightleftarrows Sn$	–0,138
$Sn^{4+} + 2e \rightarrow Sn^{2+}$	0,151
$Sr^{2+} + 2e \rightleftarrows Sr$	–2,899
$Zn^{2+} + 2e \rightleftarrows Zn$	–0,762
$Zn(OH)_4^{2-} + 2e \rightleftarrows Zn + 4OH^-$	–1,199

Ad 1. moc reduktora i utleniacza:

"im mniejsza wartość tym mocniejszy reduktor."

"im większa wartość tym mocniejszy utleniacz."



Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

POTENCJAŁ STANDARDOWY REDUKCJI	
Równanie reakcji	**E°, V**
$Ag^+ + e \rightleftarrows Ag$	0,800
$AgBr + e \rightleftarrows Ag + Br^-$	0,071
$AgCl + e \rightleftarrows Ag + Cl^-$	0,222
$Au^{3+} + 3e \rightleftarrows Au$	1,498
$Al^{3+} + 3e \rightleftarrows Al$	–1,676
$Al(OH)_4^- + 3e \rightleftarrows Al + 4OH^-$	–2,300
$Ba^{2+} + 2e \rightleftarrows Ba$	–2,912
$Be^{2+} + 2e \rightleftarrows Be$	–1,847
$Bi^{3+} + 3e \rightleftarrows Bi$	0,308
$Br_2(c) + 2e \rightleftarrows 2\,Br^-$	1,066
$BrO_3^- + 6H^+ + 6e \rightleftarrows Br^- + 3H_2O$	1,423
$BrO_3^- + 3H_2O + 6e \rightleftarrows Br^- + 6OH^-$	0,610
$CO_2 + 2H^+ + 2e \rightleftarrows HCOOH$	–0,199
$Ca^{2+} + 2e \rightleftarrows Ca$	–3,800
$Cd^{2+} + 2e \rightleftarrows Cd$	–0,403
$Cd(OH)_4^{2-} + 2e \rightleftarrows Cd + 4OH^-$	–0,658
$Cl_2(g) + 2e \rightleftarrows 2Cl^-$	1,358
$ClO_3^- + 6H^+ + 6e \rightleftarrows Cl^- + 3H_2O$	1,451
$ClO_3^- + 3H_2O + 6e \rightleftarrows Cl^- + 6OH^-$	0,620
$Co^{2+} + 2e \rightleftarrows Co$	–0,280
$Co^{3+} + e \rightleftarrows Co^{2+}$	1,920
$Cr^{2+} + 2e \rightleftarrows Cr$	–0,913
$Cr^{3+} + e \rightleftarrows Cr^{2+}$	–0,407
$Cr^{3+} + 3e \rightleftarrows Cr$	–0,744
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \rightleftarrows 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,360
$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e \rightleftarrows Cr(OH)_3 + 5OH^-$	–0,130
$Cs^+ + e \rightleftarrows Cs$	–3,026
$Cu^{2+} + 2e \rightleftarrows Cu$	0,342
$Cu_2O + H_2O + 2e \rightleftarrows 2Cu + 2OH^-$	–0,360
$2Cu(OH)_2 + 2e \rightleftarrows Cu_2O + 2OH^- + H_2O$	–0,080
$F_2 + 2e \rightleftarrows 2F^-$	2,866
$Fe^{2+} + 2e \rightleftarrows Fe$	–0,447
$Fe^{3+} + 3e \rightleftarrows Fe$	–0,037
$Fe^{3+} + e \rightleftarrows Fe^{2+}$	0,771

POTENCJAŁ STANDARDOWY REDUKCJI – CD.	
Równanie reakcji	**E°, V**
$2H^+ + 2e \rightleftarrows H_2$	0,000
$2H_2O + 2e \rightleftarrows H_2 + 2OH^-$	–0,828
$Hg^{2+} + 2e \rightleftarrows Hg$	0,851
$I_2 + 2e \rightleftarrows 2I^-$	0,536
$IO_3^- + 6\,H+ + 6e \rightleftarrows I^- + 3H_2O$	1,085
$K^+ + e \rightleftarrows K$	–2,931
$Li^+ + e \rightleftarrows Li$	–3,040
$Mg^{2+} + 2e \rightleftarrows Mg$	–2,372
$Mn^{2+} + 2e \rightleftarrows Mn$	–1,185
$MnO_2 + 4H^+ + 2e \rightleftarrows Mn^{2+} + 2H_2O$	1,224
$MnO_4^- + e \rightleftarrows MnO_4^{2-}$	0,558
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightleftarrows Mn^{2+} + 4H_2O$	1,507
$MnO_4^- + 2H_2O + 3e \rightleftarrows MnO_2 + 4OH^-$	0,595
$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e \rightleftarrows MnO_2 + 4OH^-$	0,600
$NO_3^- + 4\,H^+ + 3e \rightleftarrows NO + 2H_2O$	0,957
$2NO_3^- + 4H^+ + 2e \rightleftarrows N_2O_4 + 2H_2O$	0,803
$Na^+ + e \rightleftarrows Na$	–2,710
$Ni^{2+} + 2e \rightleftarrows Ni$	–0,257
$O_2 + 2H^+ + 2e \rightleftarrows H_2O_2$	0,695
$O_2 + 4H^+ + 4e \rightleftarrows 2H_2O$	1,229
$O_2 + 2H_2O + 4e \rightleftarrows 4OH^-$	0,401
$Pb^{2+} + 2e \rightleftarrows Pb$	–0,126
$PbO_2 + 4\,H^+ + 2e \rightleftarrows Pb^{2+} + 2\,H_2O$	1,455
$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \rightleftarrows PbSO_4 + 2H_2O$	1,691
$PbSO_4 + 2e \rightleftarrows Pb + SO_4^{2-}$	–0,359
$Pt^{2+} + 2e \rightleftarrows Pt$	1,180
$Rb^+ + e \rightleftarrows Rb$	–2,980
$S + 2e \rightleftarrows S^{2-}$	–0,476
$SO_4^{2-} + H_2O + 2e \rightleftarrows SO_3^{2-} + 2OH^-$	–0,930
$Sn^{2+} + 2e \rightleftarrows Sn$	–0,138
$Sn^{4+} + 2e \rightharpoonup Sn^{2+}$	0,151
$Sr^{2+} + 2e \rightleftarrows Sr$	–2,899
$Zn^{2+} + 2e \rightleftarrows Zn$	–0,762
$Zn(OH)_4^{2-} + 2e \rightleftarrows Zn + 4OH^-$	–1,199

Ad 2. Aktywność chemiczna metali (wyłącznie reduktory) rośnie wraz ze wzrostem właściwości redukujących, czyli ze spadkiem wartości standardowego potencjału redukcji.

−1,676 V −2,372 V −2,800 V −3,040 V

Al, Mg, Ca, Li →

maleje E° i rosną właściwości redukujące i aktywność chemiczna metali.

K	Ba	Ca	Mg	Al	Mn	Zn	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	Bi	Cu	Ag	Hg	Au
reagują z wodą																	
reagują z dwutlenkiem węgla																	
reagują z parą wodną w podwyższonej temperaturze																	
reagują z kwasami nieutleniającymi																	
reagują z tlenem																	
reagują z kwasami utleniającymi																	



Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

POTENCJAŁ STANDARDOWY REDUKCJI	
Równanie reakcji	**E°, V**
$Ag^+ + e \rightleftarrows Ag$	0,800
$AgBr + e \rightleftarrows Ag + Br^-$	0,071
$AgCl + e \rightleftarrows Ag + Cl^-$	0,222
$Au^{3+} + 3e \rightleftarrows Au$	1,498
$Al^{3+} + 3e \rightleftarrows Al$	–1,676
$Al(OH)_4^- + 3e \rightleftarrows Al + 4OH^-$	–2,300
$Ba^{2+} + 2e \rightleftarrows Ba$	–2,912
$Be^{2+} + 2e \rightleftarrows Be$	–1,847
$Bi^{3+} + 3e \rightleftarrows Bi$	0,308
$Br_2(c) + 2e \rightleftarrows 2\,Br^-$	1,066
$BrO_3^- + 6H^+ + 6e \rightleftarrows Br^- + 3H_2O$	1,423
$BrO_3^- + 3H_2O + 6e \rightleftarrows Br^- + 6OH^-$	0,610
$CO_2 + 2H^+ + 2e \rightleftarrows HCOOH$	–0,199
$Ca^{2+} + 2e \rightleftarrows Ca$	–3,800
$Cd^{2+} + 2e \rightleftarrows Cd$	–0,403
$Cd(OH)_4^{2-} + 2e \rightleftarrows Cd + 4OH^-$	–0,658
$Cl_2(g) + 2e \rightleftarrows 2Cl^-$	1,358
$ClO_3^- + 6H^+ + 6e \rightleftarrows Cl^- + 3H_2O$	1,451
$ClO_3^- + 3H_2O + 6e \rightleftarrows Cl^- + 6OH^-$	0,620
$Co^{2+} + 2e \rightleftarrows Co$	–0,280
$Co^{3+} + e \rightleftarrows Co^{2+}$	1,920
$Cr^{2+} + 2e \rightleftarrows Cr$	–0,913
$Cr^{3+} + e \rightleftarrows Cr^{2+}$	–0,407
$Cr^{3+} + 3e \rightleftarrows Cr$	–0,744
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \rightleftarrows 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,360
$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e \rightleftarrows Cr(OH)_3 + 5OH^-$	–0,130
$Cs^+ + e \rightleftarrows Cs$	–3,026
$Cu^{2+} + 2e \rightleftarrows Cu$	0,342
$Cu_2O + H_2O + 2e \rightleftarrows 2Cu + 2OH^-$	–0,360
$2Cu(OH)_2 + 2e \rightleftarrows Cu_2O + 2OH^- + H_2O$	–0,080
$F_2 + 2e \rightleftarrows 2F^-$	2,866
$Fe^{2+} + 2e \rightleftarrows Fe$	–0,447
$Fe^{3+} + 3e \rightleftarrows Fe$	–0,037
$Fe^{3+} + e \rightleftarrows Fe^{2+}$	0,771

POTENCJAŁ STANDARDOWY REDUKCJI – CD.	
Równanie reakcji	**E°, V**
$2H^+ + 2e \rightleftarrows H_2$	0,000
$2H_2O + 2e \rightleftarrows H_2 + 2OH^-$	–0,828
$Hg^{2+} + 2e \rightleftarrows Hg$	0,851
$I_2 + 2e \rightleftarrows 2I^-$	0,536
$IO_3^- + 6\,H+ + 6e \rightleftarrows I^- + 3H_2O$	1,085
$K^+ + e \rightleftarrows K$	–2,931
$Li^+ + e \rightleftarrows Li$	–3,040
$Mg^{2+} + 2e \rightleftarrows Mg$	–2,372
$Mn^{2+} + 2e \rightleftarrows Mn$	–1,185
$MnO_2 + 4H^+ + 2e \rightleftarrows Mn^{2+} + 2H_2O$	1,224
$MnO_4^- + e \rightleftarrows MnO_4^{2-}$	0,558
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightleftarrows Mn^{2+} + 4H_2O$	1,507
$MnO_4^- + 2H_2O + 3e \rightleftarrows MnO_2 + 4OH^-$	0,595
$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e \rightleftarrows MnO_2 + 4OH^-$	0,600
$NO_3^- + 4\,H^+ + 3e \rightleftarrows NO + 2H_2O$	0,957
$2NO_3^- + 4H^+ + 2e \rightleftarrows N_2O_4 + 2H_2O$	0,803
$Na^+ + e \rightleftarrows Na$	–2,710
$Ni^{2+} + 2e \rightleftarrows Ni$	–0,257
$O_2 + 2H^+ + 2e \rightleftarrows H_2O_2$	0,695
$O_2 + 4H^+ + 4e \rightleftarrows 2H_2O$	1,229
$O_2 + 2H_2O + 4e \rightleftarrows 4OH^-$	0,401
$Pb^{2+} + 2e \rightleftarrows Pb$	–0,126
$PbO_2 + 4\,H^+ + 2e \rightleftarrows Pb^{2+} + 2\,H_2O$	1,455
$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \rightleftarrows PbSO_4 + 2H_2O$	1,691
$PbSO_4 + 2e \rightleftarrows Pb + SO_4^{2-}$	–0,359
$Pt^{2+} + 2e \rightleftarrows Pt$	1,180
$Rb^+ + e \rightleftarrows Rb$	–2,980
$S + 2e \rightleftarrows S^{2-}$	–0,476
$SO_4^{2-} + H_2O + 2e \rightleftarrows SO_3^{2-} + 2OH^-$	–0,930
$Sn^{2+} + 2e \rightleftarrows Sn$	–0,138
$Sn^{4+} + 2e \rightharpoonup Sn^{2+}$	0,151
$Sr^{2+} + 2e \rightleftarrows Sr$	–2,899
$Zn^{2+} + 2e \rightleftarrows Zn$	–0,762
$Zn(OH)_4^{2-} + 2e \rightleftarrows Zn + 4OH^-$	–1,199

Ad 3. Aktywność chemiczna fluorowców rośnie wraz ze wzrostem właściwości utleniających, czyli ze wzrostem potencjału redukcji:

2,866 V F_2 — 1,358 V Cl_2 — 1,066 V Br_2 — 0,536 V I_2

←

rośnie E° i rosną wł. utleniające i aktywność chemiczna fluorowców.



Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Ad 4. reakcje metali z kwasami nieutleniającymi.

metal + kwas → sól + $H_2\uparrow$ *

* tylko metale o ujemnym standardowym potencjale redukcji (E°) wypierają wodór z kwasu nieutleniającego (metale o dodatnim E° nie reagują w ten sposób)

$$Cu + HCl \longrightarrow \times$$

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

$$3Mg + 2H_3PO_4 \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2 + 3H_2\uparrow$$

* uwaga na Cr

Cr reaguje w zależności od dostępu tlenu:

$$Cr + 2HCl \rightarrow CrCl_2 + H_2\uparrow$$ (bez dostępu O_2)

$$Cr + 12\,HCl + O_2 \rightarrow 4\,CrCl_3 + 2H_2O + 4H_2\uparrow$$ (z dostępem O_2)



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

metal + kwas (utleniający) ⟶ sól + tlenek (niemetalu) + H_2O

tak reagują wybrane metale (Zn, Cu, Ag) z H_2SO_4 stęż. i gorącym, HNO_3 rozc. i HNO_3 stęż

$3Cu + 8HNO_{3\,(rozc.)} \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

$Cu + 4HNO_{3\,(stęż.)} \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$

$Cu + H_2SO_{4\,(rozc.)} \longrightarrow X$

$Cu + H_2SO_{4\,(stęż.)} \longrightarrow X$

$Cu + 2H_2SO_{4\,(stęż.)} \xrightarrow{Temp.} CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$

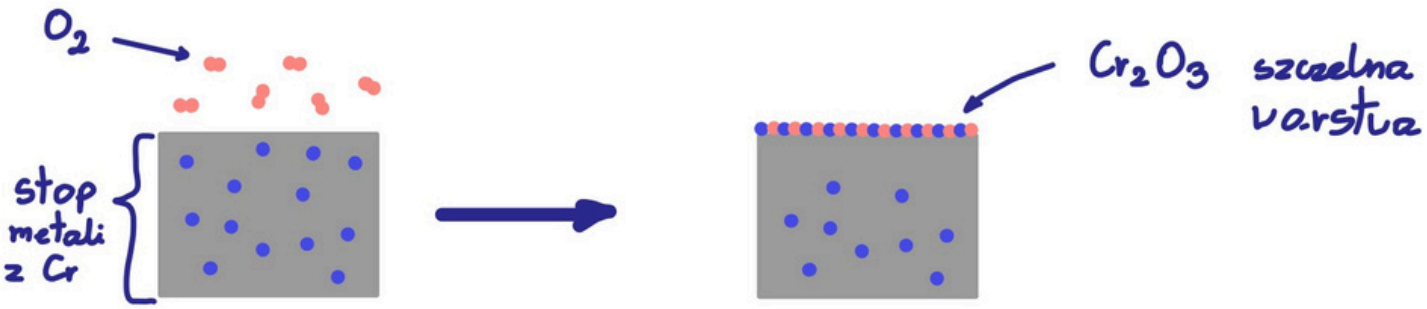
UWAGA na pasywację!

Pasywacja to proces, w którym zewnętrzna warstwa np. metalu pokrywa się na swojej powierzchni szczelną warstwą produktu reakcji np. tlenkiem metalu. Powstała powłoka jest odporna na czynnik pasywujący i stanowi szczelną barierę dla głębszej warstwy substancji.



Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

POWIETRZE



Temp. pokojowa:

Cr, Al, Fe pasywują pod wpływem → HNO_3 stęż
→ H_2SO_4 stęż

Cr, Al pasywują pod wpływem HNO_3 rozc.

$Fe \xrightarrow{HNO_3 \text{ stęż, gorący}} NO_2, Fe^{3+}$

$Fe \xrightarrow{HNO_3 \text{ rozc, } T_{pok}} NO, Fe^{3+}, H_2O$

Czy zatem piszemy równanie jeśli zachodzi pasywacja?

NIE: $Al + HNO_{3(st)} \longrightarrow X$

Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Ad 5 Określić samorzutność reakcji

Jeśli potencjał standardowy redukcji reduktora jest mniejszy od utleniacza to reakcja zachodzi samorzutnie:

$$E_{reduktora} < E_{utleniacza} \Rightarrow \text{reakcja samorzutna}$$

POTENCJAŁ STANDARDOWY REDUKCJI	
Równanie reakcji	E°, V
$Ag^+ + e \rightleftarrows Ag$	0,800
$AgBr + e \rightleftarrows Ag + Br^-$	0,071
$AgCl + e \rightleftarrows Ag + Cl^-$	0,222
$Au^{3+} + 3e \rightleftarrows Au$	1,498
$Al^{3+} + 3e \rightleftarrows Al$	–1,676
$Al(OH)_4^- + 3e \rightleftarrows Al + 4OH^-$	–2,300
$Ba^{2+} + 2e \rightleftarrows Ba$	–2,912
$Be^{2+} + 2e \rightleftarrows Be$	–1,847
$Bi^{3+} + 3e \rightleftarrows Bi$	0,308
$Br_2(c) + 2e \rightleftarrows 2\,Br^-$	1,066
$BrO_3^- + 6H^+ + 6e \rightleftarrows Br^- + 3H_2O$	1,423
$BrO_3^- + 3H_2O + 6e \rightleftarrows Br^- + 6OH^-$	0,610
$CO_2 + 2H^+ + 2e \rightleftarrows HCOOH$	–0,199
$Ca^{2+} + 2e \rightleftarrows Ca$	–3,800
$Cd^{2+} + 2e \rightleftarrows Cd$	–0,403
$Cd(OH)_4^{2-} + 2e \rightleftarrows Cd + 4OH^-$	–0,658
$Cl_2(g) + 2e \rightleftarrows 2Cl^-$	1,358
$ClO_3^- + 6H^+ + 6e \rightleftarrows Cl^- + 3H_2O$	1,451
$ClO_3^- + 3H_2O + 6e \rightleftarrows Cl^- + 6OH^-$	0,620
$Co^{2+} + 2e \rightleftarrows Co$	–0,280
$Co^{3+} + e \rightleftarrows Co^{2+}$	1,920
$Cr^{2+} + 2e \rightleftarrows Cr$	–0,913
$Cr^{3+} + e \rightleftarrows Cr^{2+}$	–0,407
$Cr^{3+} + 3e \rightleftarrows Cr$	–0,744
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \rightleftarrows 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,360
$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e \rightleftarrows Cr(OH)_3 + 5OH^-$	–0,130
$Cs^+ + e \rightleftarrows Cs$	–3,026
$Cu^{2+} + 2e \rightleftarrows Cu$	0,342
$Cu_2O + H_2O + 2e \rightleftarrows 2Cu + 2OH^-$	–0,360
$2Cu(OH)_2 + 2e \rightleftarrows Cu_2O + 2OH^- + H_2O$	–0,080
$F_2 + 2e \rightleftarrows 2F^-$	2,866
$Fe^{2+} + 2e \rightleftarrows Fe$	–0,447
$Fe^{3+} + 3e \rightleftarrows Fe$	–0,037
$Fe^{3+} + e \rightleftarrows Fe^{2+}$	0,771

POTENCJAŁ STANDARDOWY REDUKCJI – CD.	
Równanie reakcji	E°, V
$2H^+ + 2e \rightleftarrows H_2$	0,000
$2H_2O + 2e \rightleftarrows H_2 + 2OH^-$	–0,828
$Hg^{2+} + 2e \rightleftarrows Hg$	0,851
$I_2 + 2e \rightleftarrows 2I^-$	0,536
$IO_3^- + 6\,H^+ + 6e \rightleftarrows I^- + 3H_2O$	1,085
$K^+ + e \rightleftarrows K$	–2,931
$Li^+ + e \rightleftarrows Li$	–3,040
$Mg^{2+} + 2e \rightleftarrows Mg$	–2,372
$Mn^{2+} + 2e \rightleftarrows Mn$	–1,185
$MnO_2 + 4H^+ + 2e \rightleftarrows Mn^{2+} + 2H_2O$	1,224
$MnO_4^- + e \rightleftarrows MnO_4^{2-}$	0,558
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightleftarrows Mn^{2+} + 4H_2O$	1,507
$MnO_4^- + 2H_2O + 3e \rightleftarrows MnO_2 + 4OH^-$	0,595
$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e \rightleftarrows MnO_2 + 4OH^-$	0,600
$NO_3^- + 4\,H^+ + 3e \rightleftarrows NO + 2H_2O$	0,957
$2NO_3^- + 4H^+ + 2e \rightleftarrows N_2O_4 + 2H_2O$	0,803
$Na^+ + e \rightleftarrows Na$	–2,710
$Ni^{2+} + 2e \rightleftarrows Ni$	–0,257
$O_2 + 2H^+ + 2e \rightleftarrows H_2O_2$	0,695
$O_2 + 4H^+ + 4e \rightleftarrows 2H_2O$	1,229
$O_2 + 2H_2O + 4e \rightleftarrows 4OH^-$	0,401
$Pb^{2+} + 2e \rightleftarrows Pb$	–0,126
$PbO_2 + 4\,H^+ + 2e \rightleftarrows Pb^{2+} + 2\,H_2O$	1,455
$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \rightleftarrows PbSO_4 + 2H_2O$	1,691
$PbSO_4 + 2e \rightleftarrows Pb + SO_4^{2-}$	–0,359
$Pt^{2+} + 2e \rightleftarrows Pt$	1,180
$Rb^+ + e \rightleftarrows Rb$	–2,980
$S + 2e \rightleftarrows S^{2-}$	–0,476
$SO_4^{2-} + H_2O + 2e \rightleftarrows SO_3^{2-} + 2OH^-$	–0,930
$Sn^{2+} + 2e \rightleftarrows Sn$	–0,138
$Sn^{4+} + 2e \rightarrow Sn^{2+}$	0,151
$Sr^{2+} + 2e \rightleftarrows Sr$	–2,899
$Zn^{2+} + 2e \rightleftarrows Zn$	–0,762
$Zn(OH)_4^{2-} + 2e \rightleftarrows Zn + 4OH^-$	–1,199



Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

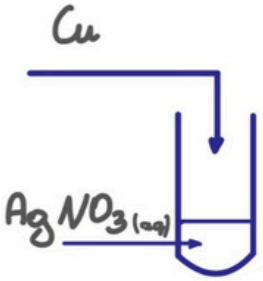
https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8891

Aktywność chemiczna

Aktywność chemiczna pierwiastka to miara możliwości reakcji tego pierwiastka z innymi związkami:

Pierwiastek bardziej aktywny chemicznie wypiera pierwiastek mniej aktywny z jego związku.





$$Cu + 2AgNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag$$

$$Cu + 2Ag^+ \longrightarrow Cu^{2+} + 2Ag$$

$$E_{Cu/Cu^{2+}} = 0{,}342\,V < E_{Ag/Ag^+} = 0{,}8\,V$$

$$Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$$

W reakcji miedź utlenia się czyli oddaje dwa elektrony, czego konsekwencją jest zwiększenie stopnia utlenienia miedzi z 0 na +II

=> Cu pełni funkcję reduktora

jednocześnie 2 e^- przyjmują 2 kationy srebra:

$$2Ag^+ + 2e^- \longrightarrow 2Ag$$

W reakcji kationy srebra redukują się czyli przyłączają elektrony, czego konsekwencją jest zmniejszenie stopnia utlenienia z +I na 0

=> Ag^+ pełni funkcję utleniacza

$$E_{Cu/Cu^{2+}} = 0{,}342\,V < E_{Ag/Ag^+} = 0{,}8\,V$$



Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

$$E_{Cu/Cu^{2+}} = 0{,}342\ V < E_{Ag/Ag^{+}} = 0{,}8\ V$$

czyli

$$E_{REDUKTORA} < E_{UTLENIACZA}$$

Reakcja redoks zachodzi samorutnie!

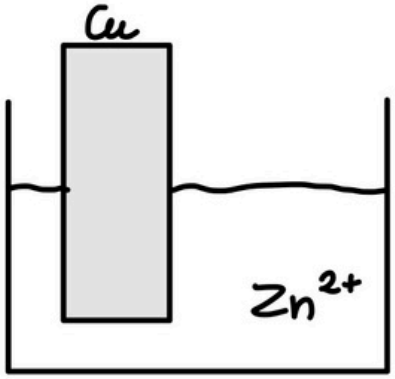
Oceniając czy zajdzie reakcja redoks sprawdzaj:

- ☐ kto może pełnić funkcję utleniacza i reduktora
- ☐ czy potencjał pozwala na samorutny przepływ elektronów



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

ANALIZA SYTUACJA 2



☐ Cu może tylko oddać $2e^-$ przechodząc w Cu^{2+} => REDUKTOR

Zn^{2+} może tylko przyjąć $2e^-$ przechodząc w Zn => UTLENIACZ

☐ $E_{Cu} = 0{,}342\ V$, $E_{Zn^{2+}} = -0{,}762\ V$

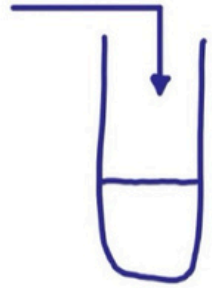
$\Rightarrow E_{Reduktora} > E_{utleniacza} \Rightarrow$ reakcja nie zajdzie



https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8893

2 tolwen

1. $KMnO_4$ (aq)



KJ (aq)
H_2SO_4 (aq)

Obserwacje:



ANALIZA SYTUACJA 3

☐ $2J^-$ może tylko oddać $2e^-$ (jest na minimalnym stopniu utlenienia: -1) przechodząc w J_2 ⇒ REDUKTOR

MnO_4^- może tylko oddać $5e^-$ (jest na maksymalnym stopniu utlenienia: VII w środowisku kwasowym) przechodząc w Mn^{2+} ⇒ UTLENIACZ

☐ $E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = 1,507\ V$ $E_{J^-/J_2} = 0,536$

$E_{REDUKTORA\ (J^-)} < E_{UTLENIACZA\ (MnO_4^-)}$

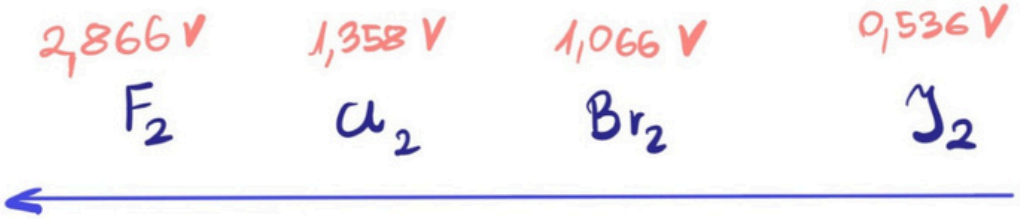
⇒ reakcja biegnie samorzutnie (zajdzie ☺)



Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

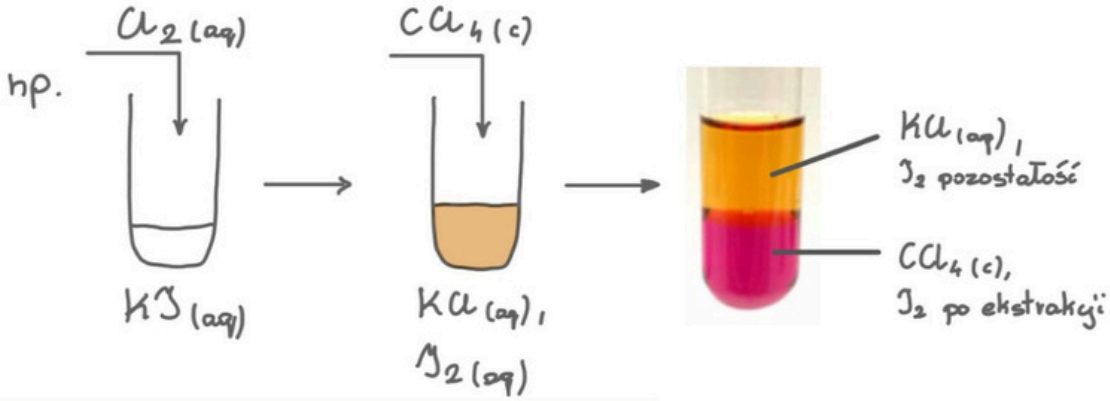
https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8894

2,866 V F_2 | 1,358 V Cl_2 | 1,066 V Br_2 | 0,536 V I_2



wzrost aktywności chemicznej (tutaj = ↑ mocy utleniacza)

np.



Analiza sytuacja 4 :

☐ $2I^-$ może tylko oddać $2e^-$ (jest na minimalnym stopniu utlenienia: -1) przechodząc w I_2 ⇒ REDUKTOR

Cl_2 może zarówno oddać jak i przyjąć e^-.

Z I^- rozpatrujemy więc tylko opcję w której Cl_2 przyjmuje $2e^-$ przechodząc w $2Cl^-$ ⇒ UTLENIACZ

☐

$E_{I^-/I_2} = 0{,}536\ V$ $\quad E_{Cl_2/Cl^-} = 1{,}358\ V$

$E_{REDUKTORA\ (I^-)} < E_{UTLENIACZA\ (Cl_2)}$ ⇒ reakcja samorzutna

1.1

Zadanie 17. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8895

W celu porównania reaktywności różnych metali wykonano doświadczenie, w którym płytkę z metalu M zważono i umieszczono w naczyniu zawierającym wodny roztwór pewnej soli. W wyniku zachodzącej reakcji roztwór się odbarwił. Płytkę wyjęto, opłukano wodą destylowaną, wysuszono i zważono ponownie. Ustalono, że w wyniku reakcji masa płytki zmalała.

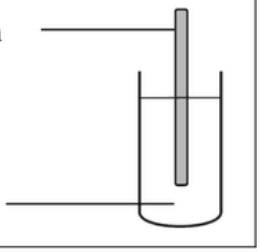
Zadanie 17.1. (0–1)

Wybierz i podkreśl jeden symbol metalu w zestawie I i jeden wzór odczynnika w zestawie II, tak aby otrzymać schemat przeprowadzonego doświadczenia.

Schemat doświadczenia:

Zestaw I: Ag / Al / Au / Sn

Zestaw II: $Al(NO_3)_3$ (aq) / $CuSO_4$ (aq) / $AgNO_3$ (aq)



Zadanie 17.2. (0–1)

Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równanie reakcji, która zaszła podczas doświadczenia.

.....

1.2

Zadanie 18. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8896

Przeprowadzono doświadczenie, którego celem było porównanie aktywności chemicznej czterech metali: talu (Tl), technetu (Tc), hafnu (Hf) i molibdenu (Mo). Stwierdzono, że z udziałem wymienionych metali i ich jonów samorzutnie zachodzą reakcje, których przebieg ilustrują poniższe równania w formie jonowej skróconej:

I $3Hf + 4Mo^{3+} \rightarrow 3Hf^{4+} + 4Mo$

II $3Tl + Mo^{3+} \rightarrow 3Tl^{+} + Mo$

III $Hf + Tc^{4+} \rightarrow Hf^{4+} + Tc$

IV $Hf + 4Tl^{+} \rightarrow Hf^{4+} + 4Tl$

V $4Mo + 3Tc^{4+} \rightarrow 4Mo^{3+} + 3Tc$

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 1997.

Zadanie 18.1. (0–1)

Uszereguj wymienione metale według <u>malejącej</u> aktywności chemicznej – napisz ich symbole w odpowiedniej kolejności.

.....

największa aktywność najmniejsza aktywność

Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1.3

Zadanie 1. (0–1) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8897

W poniższej tabeli przedstawiono równania reakcji redukcji jonów wybranych metali oraz wartości potencjałów standardowych dla wymienionych par redoks.

Równania reakcji redukcji	Potencjał standardowy E^0, V
Ce^{3+} (aq) + $3e^-$ ⇄ Ce (s)	– 2,34
Ce^{4+} (aq) + e^- ⇄ Ce^{3+} (ag)	1,72
In^{3+} + $3e^-$ ⇄ In (s)	– 0,34
Sn^{2+} (aq) +$2e^-$ ⇄ Sn (s)	– 0,14
Sn^{4+} (aq) + $2e^-$ ⇄ Sn^{2+} (aq)	0,15

Oceń, czy podane poniżej informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	Metaliczny cer jest silniejszym reduktorem niż metaliczny ind.	**P**	**F**
2.	Kation Ce^{4+} jest w stanie utlenić kation Sn^{2+} do kationu Sn^{4+}.	**P**	**F**
3.	Po wprowadzeniu blaszki wykonanej z cyny do roztworu chlorku indu(III) zajdzie reakcja opisana równaniem: Sn (s) + In^{3+} (aq) → Sn^{2+} (aq) + In (s)	**P**	**F**

Zadanie 2. (0–2)[1]

Ze zbioru:

Fe Ni Co Hg Mn^{2+} Cd^{2+} Cu^{2+} Ag^+

wybierz drobiny spełniające warunki opisane w poniższej tabeli. Symbole i wzory wybranych drobin wpisz w wyznaczone miejsca.

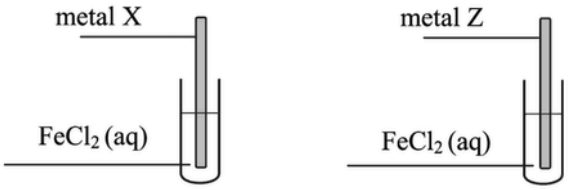
Metale, które wypierają miedź z roztworu azotanu(V) miedzi(II):	
Kationy, które mogą być zredukowane za pomocą niklu:	
Drobina, która najłatwiej oddaje elektrony:	
Drobina, która najchętniej przyjmuje elektrony:	



1.4

Zadanie 22. (0–1) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8898

Przeprowadzono doświadczenie zilustrowane poniższym schematem.



Celem doświadczenia było odróżnienie dwóch, oznaczonych umownie literami X i Z, metali, z których wykonano płytki. Wiadomo, że jednym metalem był cynk, a drugim – nikiel. Po pewnym czasie obie płytki wyjęto z roztworów, osuszono i zważono. Stwierdzono, że zmieniła się tylko masa płytki wykonanej z metalu X.

Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i zaznacz właściwe określenie spośród podanych w każdym nawiasie oraz napisz w formie jonowej skróconej równanie zachodzącej reakcji.

Masa płytki wykonanej z metalu **X** się (zmniejszyła / zwiększyła).

Podczas przeprowadzonego doświadczenia przebiegła reakcja zilustrowana równaniem:

.....

Metalem **Z** był (cynk / nikiel).

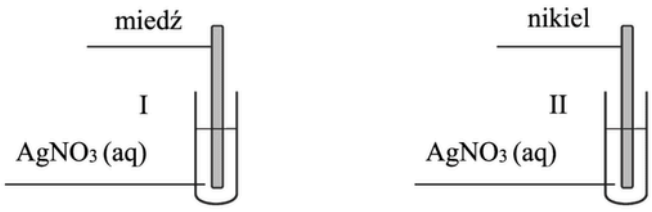
1.5

Informacja do zadań 11.–12. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8899

W poniższej tabeli podana jest informacja dotycząca barwy wodnych roztworów zawierających wybrane jony.

Jon	Barwa roztworu
Ni^{2+}	zielony roztwór
Cu^{2+}	niebieski roztwór
Ag^{+}	bezbarwny roztwór

Płytki wykonane z dwóch metali: miedzi i niklu, zanurzono do roztworów azotanu(V) srebra(I) znajdujących się w dwóch oddzielnych probówkach. Przebieg doświadczenia zilustrowano na poniższym schemacie.



Po pewnym czasie trwania doświadczenia w każdej probówce zaobserwowano zmianę barwy roztworu.

Zadanie 11. (0–1)

Uzupełnij poniższą tabelę. Podaj barwę roztworu (lub informację o braku barwy) w probówkach I i II przed zanurzeniem metalowych płytek oraz barwy roztworów po wyjęciu płytek.

Numer probówki	Barwa roztworu	
	przed zanurzeniem płytki	po wyjęciu płytki
I		
II		

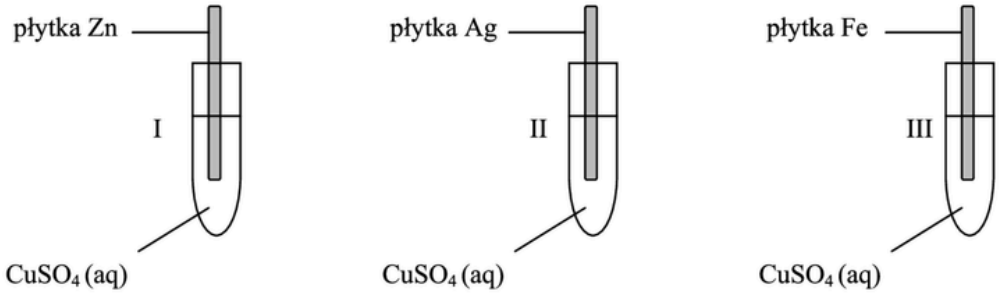


Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

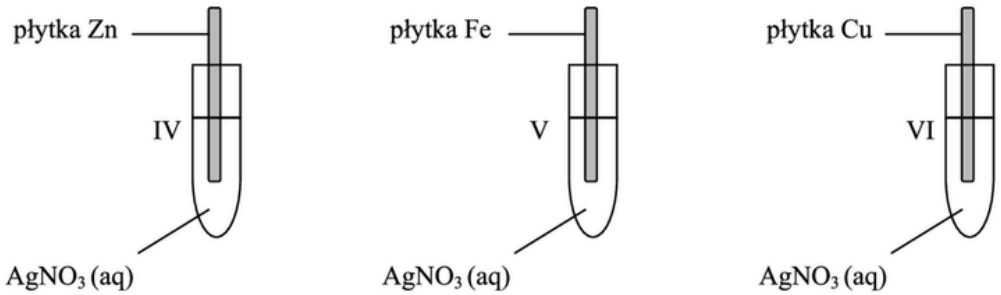
1.6

Informacja do zadań 6–8.
W celu zbadania aktywności miedzi, cynku, żelaza i srebra przeprowadzono dwa doświadczenia zilustrowane poniższym schematem.

Doświadczenie 1.



Doświadczenie 2.



Zadanie 6. (0–1)
Napisz, co zaobserwowano podczas doświadczenia 1. w probówkach I–III, lub zaznacz brak objawów reakcji.

Probówka I: .....

.....

Probówka II: .....

.....

Probówka III: .....

.....

Zadanie 7. (0–1)
Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równania reakcji zachodzących podczas doświadczenia 2. lub zaznacz, że w danej probówce reakcja nie zachodzi.

Probówka IV: .....

Probówka V: .....

Probówka VI: .....

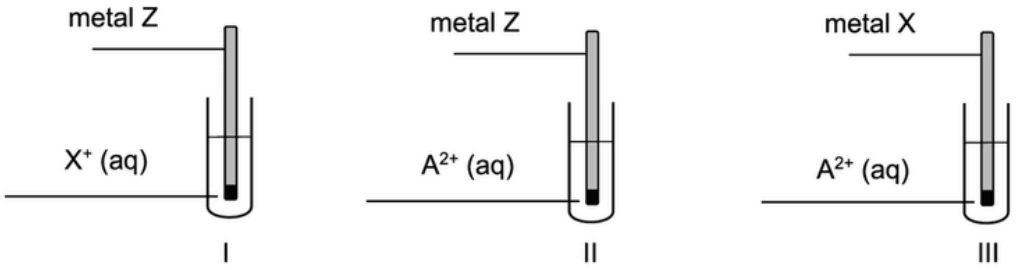


Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1.7

Zadanie 14. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8901

O trzech metalach umownie oznaczonych symbolami A, X i Z wiadomo, że tworzą wyłącznie kationy o wzorach X^+, A^{2+}, Z^{3+}. Stwierdzono, że właściwości utleniające kationów tych metali maleją w szeregu: X^+, A^{2+}, Z^{3+}.
Przeprowadzono doświadczenie z udziałem metali Z i X oraz wodnych roztworów soli, w których były obecne jony X^+ i A^{2+}. Schemat doświadczenia przedstawiono poniżej.



Zadanie 14.2. (0–2)

W jednej probówce nie zaobserwowano objawów reakcji.

Napisz numer probówki, w której nie zaobserwowano objawów reakcji. Napisz w formie jonowej skróconej równania dwóch reakcji, które przebiegły podczas przeprowadzonego doświadczenia. Użyj symboli A, X, Z.

Numer probówki: .....

Równania reakcji:

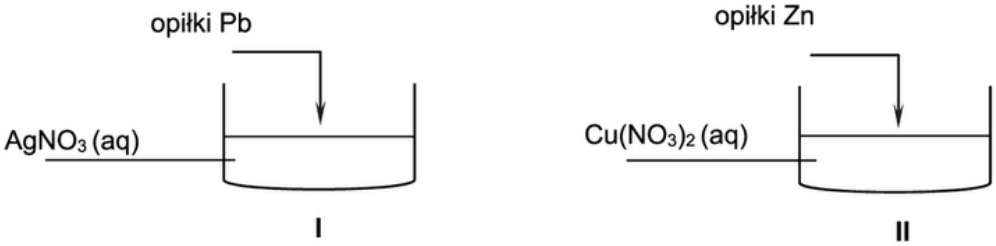
.....

.....

1.8

Zadanie 23. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8902

Przeprowadzono doświadczenie zgodnie z poniższym schematem.



Zadanie 23.1. (0–2)

Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji zachodzącej po dodaniu opiłków ołowiu do zlewki I. Rozstrzygnij, czy po zakończeniu doświadczenia masa roztworu w zlewce I wzrosła czy zmalała. Odpowiedź uzasadnij.

Równanie zachodzącej reakcji:

.....

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

.....

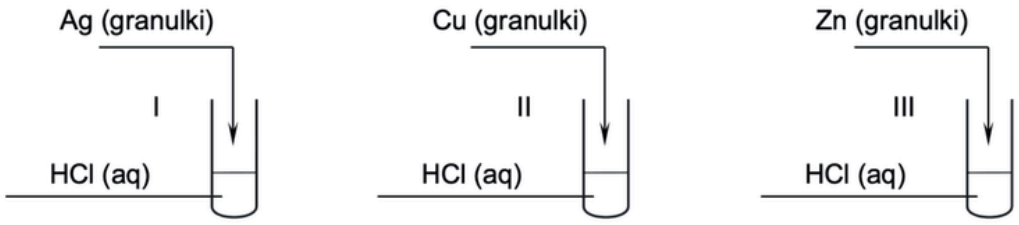


Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1.9

Zadanie 13. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8903

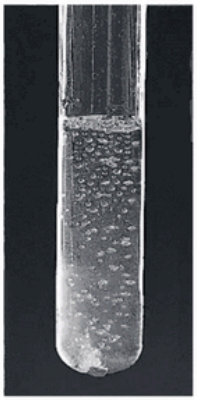
Przeprowadzono doświadczenie, w którym do trzech probówek – I, II i III – zawierających jednakowe objętości kwasu solnego o takim samym stężeniu molowym wprowadzono granulki trzech różnych metali, zgodnie z poniższym schematem.



Przebieg reakcji zaobserwowano tylko w jednej probówce.

Zadanie 13.1. (0–1)

Rozstrzygnij, którą probówkę: I, II czy III, przedstawiono na zdjęciu. Uzasadnij wybór. W uzasadnieniu porównaj wartości standardowego potencjału półogniwa wodorowego i półogniw metalicznych dla badanych metali.



Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie:

.....

.....

.....

Zadanie 13.2. (0–1)

Jeden z dwóch metali, które nie reagowały z kwasem solnym, przeprowadzono w tlenek o wzorze ogólnym MeO (gdzie Me oznacza metal), który następnie poddano reakcji z kwasem siarkowym(VI). Wynik opisanych przemian przedstawiono na zdjęciu.



Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji tlenku metalu z kwasem siarkowym(VI). Użyj symbolu chemicznego tego metalu.

.....

Zadanie 13.3. (0–1)

Drugi z dwóch metali, które nie reagowały z kwasem solnym, dodano do probówki zawierającej stężony kwas azotowy(V). Efekt doświadczenia przedstawiono na zdjęciu.



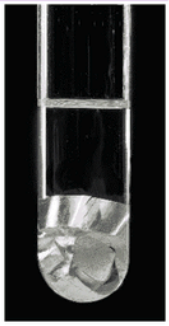
Napisz wzór sumaryczny barwnego, gazowego produktu reakcji.

.....

1. 10

Zadanie 9. (0–1) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8904

Badano reakcje stężonego kwasu azotowego(V) z metalami: z cynkiem, z glinem, z magnezem oraz ze srebrem. Jedno z przeprowadzonych doświadczeń pokazano na zdjęciu.



Wskaż metal, który znajduje się w probówce z kwasem pokazanej na zdjęciu, i uzasadnij swój wybór.

Symbol metalu: .....

Uzasadnienie:

.....

.....

.....

1. 11

Zadanie 8. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8905

Poniższy schemat przedstawia przemiany, jakim ulegają miedź i jej związki.

$$Cu\,(s) \xrightarrow[1.]{A} CuCl_2\,(aq) \xrightarrow[2.]{B} Cu(OH)_2\,(s) \xrightarrow[3.]{NH_3\,(aq)} [Cu(NH_3)_4](OH)_2\,(aq)$$

Zadanie 8.1. (0–1)

Rozstrzygnij, czy substancją A może być kwas solny o stężeniu 10 % masowych. Uzasadnij swoją odpowiedź. W uzasadnieniu odwołaj się do właściwości miedzi i kwasu solnego.

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

.....

1. 12

Zadanie 5. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8906

W trzech ponumerowanych probówkach znajdowały się (w przypadkowej kolejności): kwas HCl oraz stężone roztwory kwasów HNO_3 i H_2SO_4. Probówki umieszczono pod wyciągiem i do każdej z nich wrzucono kawałek drutu miedzianego. W probówce 1. zaczął się wydzielać brunatny gaz i roztwór przybrał niebieskozieloną barwę. W pozostałych probówkach nie zaobserwowano objawów reakcji, więc wstawiono je do gorącej łaźni wodnej. Po ogrzaniu zawartość probówki 2. pozostała niezmieniona, a w probówce 3. zaczął się wydzielać bezbarwny gaz i pojawiło się niebieskawe zabarwienie roztworu.

Zadanie 5.1. (0–1)[7]

Przyporządkuj wzory kwasów do probówek – uzupełnij tabelę.

Probówka 1.	Probówka 2.	Probówka 3.

Zadanie 5.2. (0–1)[8]

Napisz, jakie właściwości metalicznej miedzi potwierdził przebieg doświadczenia w probówce 2. Odwołaj się do wartości potencjałów standardowych redukcji zamieszczonych w karcie wzorów.

.....

.....

Zadanie 5.3. (0–1)[9]

Uszereguj według wzrastających właściwości utleniających (w środowisku kwasowym) jony: H^+, NO_3^-, SO_4^{2-}. Napisz wzory tych jonów w odpowiedniej kolejności.

.....

najsłabszy utleniacz — najsilniejszy utleniacz



Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1. 13

Informacja do zadań 1.–3. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8907

Elektrony atomu pierwiastka X w stanie podstawowym zajmują siedem orbitali, przy czym sześć z nich jest całkowicie zapełnionych. Ten pierwiastek reaguje zarówno z kwasem solnym, jak i ze stężonym wodnym roztworem wodorotlenku potasu. Jednym z produktów obu przemian jest ten sam gaz.

Zadanie 3. (0–2)

Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji pierwiastka X:
– z kwasem solnym (reakcja 1.)
oraz
– ze stężonym roztworem wodorotlenku potasu (reakcja 2.).
W reakcji 2. powstaje jon kompleksowy o liczbie koordynacji równej 4.

Równanie reakcji 1.:

.....

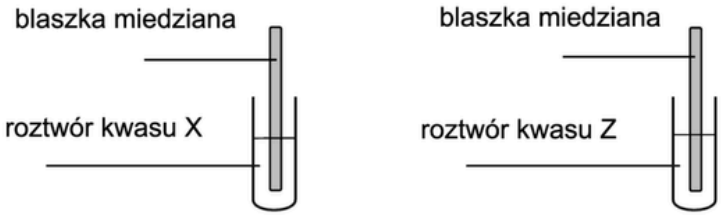
Równanie reakcji 2.:

.....

1. 14

Zadanie 22. (0–2) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8908

W dwóch nieoznaczonych probówkach znajdowały się oddzielnie: rozcieńczony wodny roztwór kwasu azotowego(V) i rozcieńczony wodny roztwór kwasu siarkowego(VI). W tych roztworach zanurzono blaszki miedziane, a zawartość probówek lekko ogrzano.



Po zanurzeniu blaszki miedzianej w roztworze kwasu X i ogrzaniu zawartości probówki wydzielał się bezbarwny gaz, który w kontakcie z powietrzem zabarwiał się na kolor czerwonobrunatny.

Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i podkreśl jedną odpowiedź spośród podanych w każdym nawiasie.

W rozcieńczonym roztworze kwasu azotowego(V) miedź (reaguje z wydzieleniem gazowego tlenku / reaguje z wydzieleniem wodoru / nie reaguje) i roztwór (przyjmuje barwę niebieską / pozostaje bezbarwny). W rozcieńczonym roztworze kwasu siarkowego(VI) miedź (reaguje z wydzieleniem gazowego tlenku / reaguje z wydzieleniem wodoru / nie reaguje) i roztwór (przyjmuje barwę niebieską / pozostaje bezbarwny). Kwasem X jest (HNO_3 / H_2SO_4).

Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1. 15

Zadanie 9. (0–1) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8909

Do dwóch zlewek zawierających jednakowe objętości wody o temperaturze $t = 20\ °C$ dodano:

- do zlewki I – próbkę metalicznego magnezu
- do zlewki II – próbkę metalicznego wapnia.

Tylko w jednej zlewce zaobserwowano objawy reakcji chemicznej.

Napisz w formie jonowej równanie reakcji zachodzącej podczas opisanego doświadczenia. Wyjaśnij przyczynę różnej aktywności chemicznej badanych metali.

Równanie reakcji: .....

Wyjaśnienie: .....

.....

.....

1. 16

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8910

Informacja do zadań 16.–19.

W celu określenia składu jakościowego dwuskładnikowego stopu glinu i metalu Me przeprowadzono dwuetapowe doświadczenie.

Etap 1.: Do 10,0 g stopu dodano nadmiar stężonego roztworu wodorotlenku sodu i zaobserwowano, że część stopu uległa roztworzeniu, przy czym w reakcji wydzielał się palny gaz, o gęstości mniejszej od gęstości powietrza. Masa nieprzereagowanej części stopu wynosiła 8,1 g. Otrzymany po oddzieleniu roztworu metal Me poddano dalszym badaniom.

Etap 2.: Do nieprzereagowanego składnika dodano nadmiar roztworu HNO_3 i zaobserwowano wydzielenie bezbarwnego gazu, który u wylotu probówki zmieniał barwę na brązową. W powstałym roztworze były obecne jony Me^{+}. Po ustaniu wydzielania się gazu do roztworu dodano nadmiar wodnego roztworu wodorotlenku sodu i zaobserwowano pojawienie się osadu.

Zadanie 18. (0–2)

Na podstawie przeprowadzonego doświadczenia postawiono hipotezę:

Metal tworzący z glinem opisany stop musi być metalem leżącym w szeregu napięciowym za wodorem. Metalem tym może być miedź.

Oceń poprawność hipotezy. Uzasadnij swoją opinię przez podkreślenie właściwego zwrotu w każdym nawiasie i dokończenie zdania 1. i 2.

Hipoteza (jest / nie jest) poprawna.

1. Metal tworzący z glinem stop (musi / nie musi) być metalem leżącym w szeregu napięciowym za wodorem, gdyż

.....

.....

2. Metalem tym (może / nie może) być miedź, gdyż

.....

.....

Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Przytaczam fragment zadania problemowego na potrzeby odniesienia się do powyższego zadania

Zadanie 8. (0–4)

Cynk jest metalem, który ulega reakcji zarówno z kwasami słabo utleniającymi, jak i silnie utleniającymi. W reakcjach z roztworami kwasu azotowego(V) cynk się utlenia, w wyniku czego tworzą się sole, w których występuje on na II stopniu utlenienia, natomiast – formalnie – atomy azotu z kwasu azotowego obniżają swój stopień utlenienia zależnie od stężenia użytego kwasu. Zależność stopnia utlenienia atomu azotu w dominującym produkcie gazowym reakcji cynku z kwasem azotowym(V) oraz dodatkowe informacje dotyczące powstającego produktu przedstawiono w poniższej tabeli.

Stężenie kwasu azotowego(V) c_{HNO_3}, %	Stopień utlenienia atomu azotu w produkcie gazowym	Dodatkowe informacje o produkcie gazowym
< 3 %	produkt gazowy nie zawiera atomu azotu	bezbarwny, palny
3 % – 9 %	–	brak produktu gazowego
10 % – 19 %	0	bezbarwny, niepalny
20 % – 29 %	+I	bezbarwny
30 % – 59 %	+II	bezbarwny, brązowieje w kontakcie z powietrzem
> 60 %	+IV	brunatny

Na podstawie: S. Hussaini, S. Kursunoglu, S. Top, Z. Ichlas, M. Kaya, *Testing of 17-different leaching agents for the recovery of zinc from a carbonate-type Pb-Zn ore flotation tailing*, 2021.

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8911

1. 17

➲ *Informacja do zadań 7 – 9*

Pierwiastki znajdujące się w tej samej grupie układu okresowego mają podobne właściwości, ale wraz ze wzrostem liczby atomowej stopniowo zmieniają się ich cechy chemiczne i fizyczne.

Zadanie 7. *(1 pkt)*

W celu porównania aktywności wybranych fluorowców przeprowadzono kilka doświadczeń. Po ich zakończeniu sformułowano wnioski w formie równań reakcji (jeśli reakcja przebiegła) i przedstawiono je w poniższej tabeli.

$2KI + Cl_2 \rightarrow 2KCl + I_2$
$2KBr + Cl_2 \rightarrow 2KCl + Br_2$
$KBr + I_2 \rightarrow$ *nie zaobserwowano przebiegu reakcji*
$2KI + Br_2 \rightarrow 2KBr + I_2$

Korzystając z powyższych informacji, uszereguj badane niemetale (brom, chlor i jod) pod względem aktywności od najmniejszej do największej.

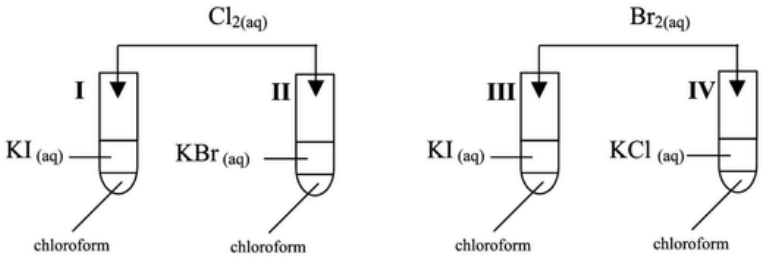
.....

1. 18

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8912

Zadanie 15. ***(2 pkt)***

W celu porównania aktywności wybranych fluorowców, wykonano doświadczenia zgodnie z przedstawionym poniżej rysunkiem:



Podaj, w których probówkach przebiegały reakcje chemiczne oraz sformułuj wniosek dotyczący aktywności chloru, bromu i jodu.

Reakcje przebiegały w probówkach: .....

Wniosek: .....

1. 19

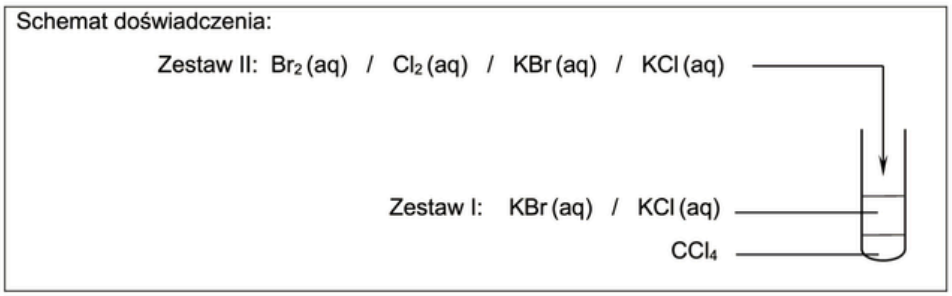
Zadanie 15. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8913

Przeprowadzono doświadczenie, w którym na podstawie zachodzącej reakcji chemicznej można stwierdzić, że wolny chlor jest silniejszym utleniaczem niż wolny brom.

Zadanie 15.1. (0–1)

Uzupełnij schemat przeprowadzonego doświadczenia – zaznacz po jednym wzorze odczynnika w zestawach I i II.

Schemat doświadczenia:

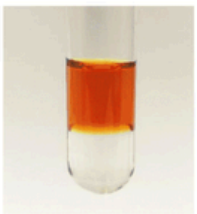


Zadanie 15.2. (0–1)

Do probówki zawierającej kilka cm^3 bezbarwnego rozpuszczalnika CCl_4 wlano podobną objętość odczynnika, który został wybrany z zestawu I, a następnie zawartość probówki energicznie wstrząsano. Zaobserwowano rozdzielenie się cieczy na dwie warstwy (etap 1.). Następnie do probówki dodano odczynnik wybrany z zestawu II, ponownie wstrząsano zawartość probówki i zaobserwowano rozdzielenie się cieczy na dwie warstwy (etap 2.).

Zaznacz numer zdjęcia, na którym zilustrowany jest wynik po etapie 1., oraz numer zdjęcia przedstawiającego wynik po etapie 2. doświadczenia.

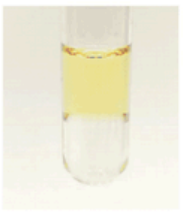
Po etapie 1.:



zdjęcie 1.

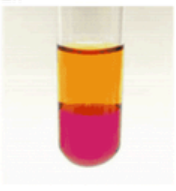


zdjęcie 2.

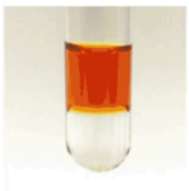


zdjęcie 3.

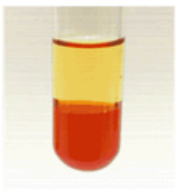
Po etapie 2.:



zdjęcie 4.



zdjęcie 5.



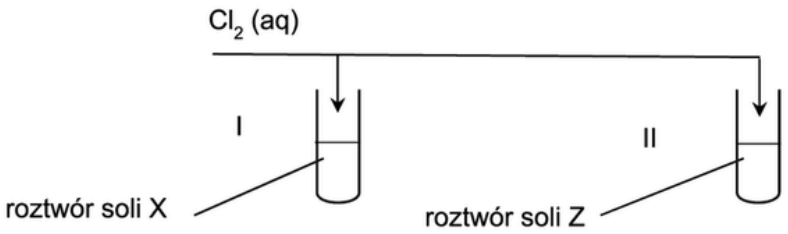
zdjęcie 6.

Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1. 20

Zadanie 17. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8914

W dwóch probówkach znajdowały się wodne roztwory soli X i Z, otrzymane przez rozpuszczenie stałych soli, z których jedną był siarczek potasu, a drugą – bromek potasu. Przeprowadzono doświadczenie zgodnie z poniższym schematem. W doświadczeniu użyto świeżo otrzymanej wody chlorowej.



Po dodaniu wody chlorowej do probówek zauważono, że w probówce I roztwór zmienił barwę, ale pozostał klarowny, natomiast w probówce II pojawiło się zmętnienie.

Zadanie 17.1. (0–1)

Zidentyfikuj sole X i Z i wpisz ich wzory do tabeli.

Wzór soli X	Wzór soli Z

Zadanie 17.2. (0–1)

Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równania reakcji pomiędzy chlorem a bromkiem potasu oraz pomiędzy chlorem a siarczkiem potasu.

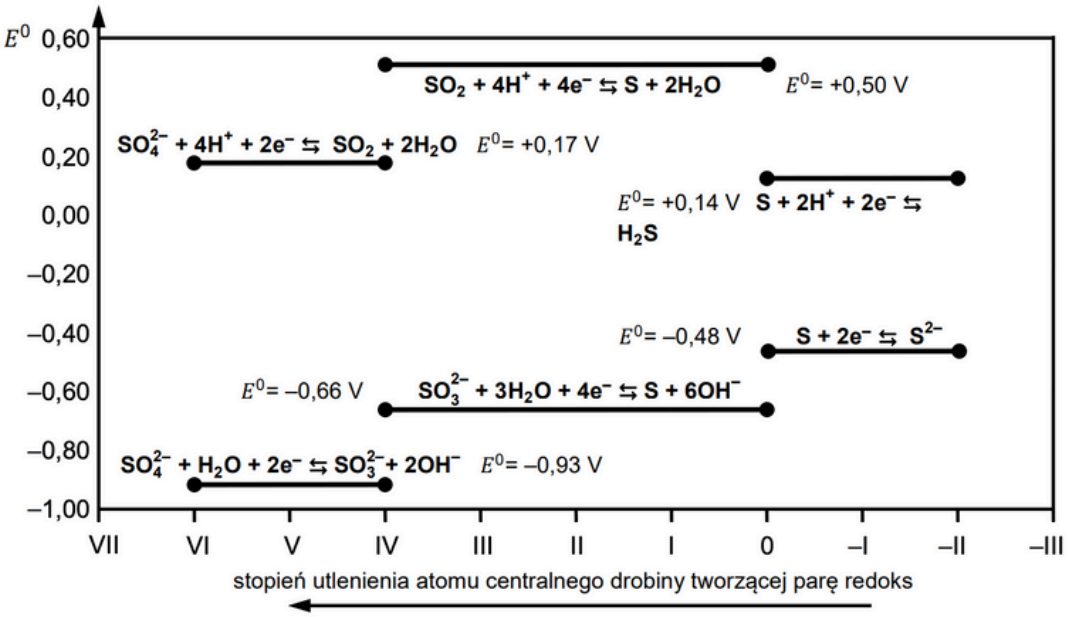
.....

.....

1.
21

Informacja do zadań https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8915

Atomy siarki wchodzą w skład wielu drobin (cząsteczek, jonów), w których atomowi siarki można przypisać różne stopnie utlenienia. Z tego względu możliwe jest zachodzenie wielu różnych reakcji utleniania-redukcji zarówno między tymi drobinami, jak i z cząsteczkami oraz jonami utworzonymi z atomów innych pierwiastków. Poniższy diagram obejmuje równania równowagi reakcji utleniania-redukcji z udziałem wybranych drobin zawierających atomy siarki. Przy każdym równaniu podano wartość potencjału standardowego dla danej równowagi.



Zadanie 1. (0–2)

Ze względu na bogactwo drobin tworzonych przez siarkę mogą one reagować między sobą w reakcjach utleniania-redukcji, w wyniku czego ulegają procesom synproporcjonowania (tworzą wspólny produkt). Pojedyncza drobina może także ulec reakcji dysproporcjonowania, w rezultacie której powstają dwa produkty, będące efektem utleniania oraz redukcji substratu.

1. Rozstrzygnij, czy możliwy jest samorzutny przebieg reakcji synproporcjonowania tlenku siarki(IV) i siarkowodoru do siarki pierwiastkowej:

$$SO_2 + 2H_2S \longrightarrow 3S + 2H_2O$$

Odpowiedź uzasadnij na podstawie wartości potencjałów standardowych.

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

2. Rozstrzygnij, czy możliwy jest samorzutny przebieg reakcji synproporcjonowania anionu siarczanowego(IV) i anionu siarczkowego do siarki pierwiastkowej:

$$SO_3^{2-} + 2S^{2-} + 3H_2O \longrightarrow 3S + 6OH^-$$

Odpowiedź uzasadnij na podstawie wartości potencjałów standardowych.

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

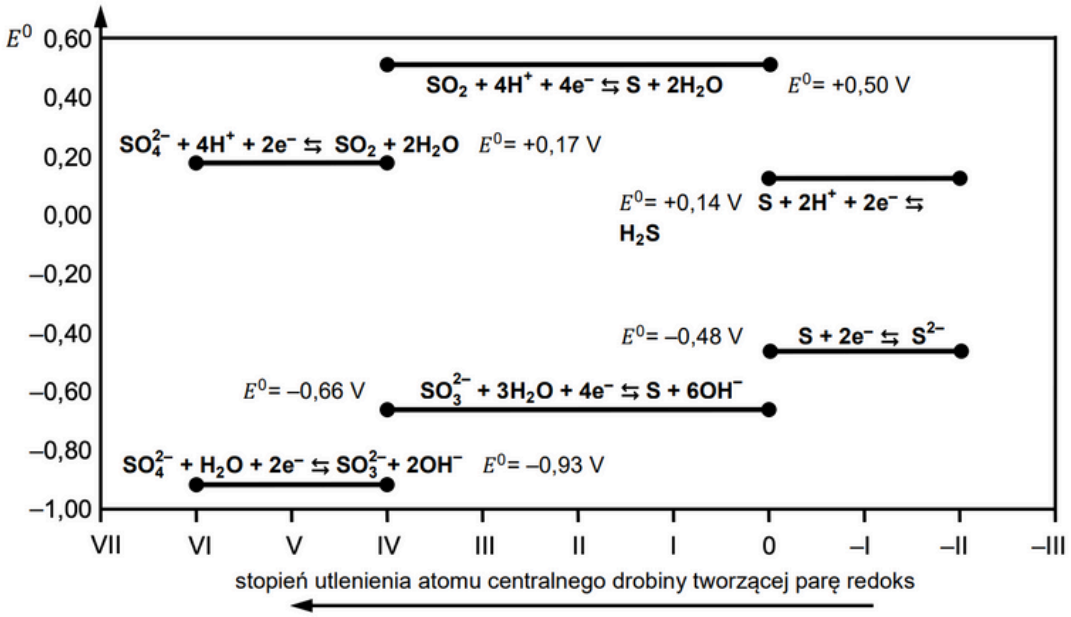


Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1.
22

Informacja do zadań https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8916

Atomy siarki wchodzą w skład wielu drobin (cząsteczek, jonów), w których atomowi siarki można przypisać różne stopnie utlenienia. Z tego względu możliwe jest zachodzenie wielu różnych reakcji utleniania-redukcji zarówno między tymi drobinami, jak i z cząsteczkami oraz jonami utworzonymi z atomów innych pierwiastków. Poniższy diagram obejmuje równania równowagi reakcji utleniania-redukcji z udziałem wybranych drobin zawierających atomy siarki. Przy każdym równaniu podano wartość potencjału standardowego dla danej równowagi.



Zadanie 2. (0–1)

Drobiny zawierające atomy siarki różnią się właściwościami utleniająco-redukującymi.

1. Wskaż, spośród wymienionych poniżej, drobinę wykazującą się najsilniejszymi właściwościami utleniającymi (będącą najlepszym utleniaczem):

SO_4^{2-} • SO_3^{2-} • SO_2 • S • S^{2-} • H_2S

2. Wskaż, spośród wymienionych poniżej, drobinę wykazującą się najsilniejszymi właściwościami redukującymi (będącą najlepszym reduktorem):

SO_4^{2-} • SO_3^{2-} • SO_2 • S • S^{2-} • H_2S

Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

1.
23

Informacja do zadań 3–4. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8917

W tabeli przedstawiono równania reakcji elektrodowych i wartości standardowego potencjału redukcji (w temperaturze 25 °C) dla wybranych układów redoks.

Równanie reakcji elektrodowej	E^0, V
$Cl_2 + 2e^- \rightleftarrows 2Cl^-$	+1,358
$Br_2 + 2e^- \rightleftarrows 2Br^-$	+1,066
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftarrows Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,507
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightleftarrows 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1,232

Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2004.

Zadanie 3. (0–1)[5]

Na podstawie danych zawartych w powyższej tabeli ustal, czy istnieje możliwość zajścia reakcji zilustrowanych poniższymi schematami. Zaznacz odpowiednie miejsca w tabeli i wyjaśnij swój wybór.

	Schemat reakcji redoks	TAK	NIE
1.	$MnO_4^- + Cl^- + H^+ \longrightarrow ?$		
2.	$MnO_4^- + Br^- + H^+ \longrightarrow ?$		
3.	$Cr_2O_7^{2-} + Cl^- + H^+ \longrightarrow ?$		
4.	$Cr_2O_7^{2-} + Br^- + H^+ \longrightarrow ?$		

Wyjaśnienie:

.....

.....

Zadanie 4. (0–1)[6]

Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji zachodzącej z udziałem jonów manganianowych(VII) podczas jednej przemiany wybranej z tabeli. Uzupełnij poniższy schemat. Podkreśl wzór jonów, które w opisanej przemianie pełnią funkcję reduktora.

..... MnO_4^- + ... + ... $H^+ \longrightarrow$ .....



Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8918

Przepływ e^- w reakcjach

$E_{Zn/Zn^{2+}} = -0{,}762\ V$

$E_{Cu/Cu^{2+}} = 0{,}342\ V$

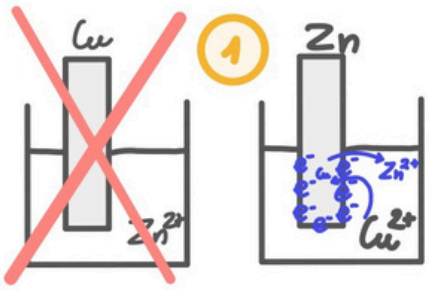
aby nastąpił przepływ e^-

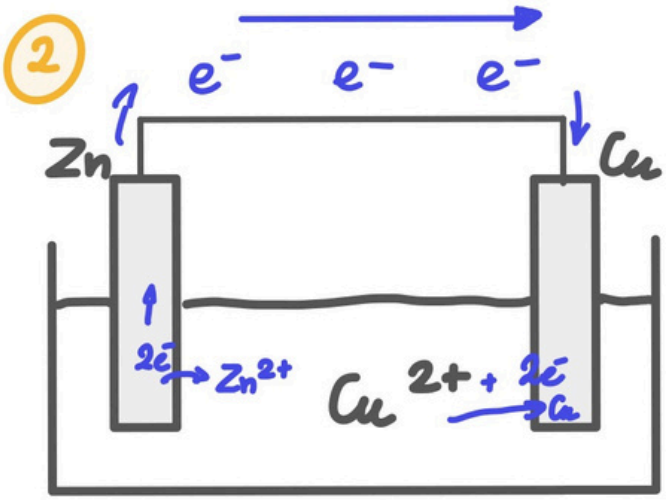
$E_{Reduktora} < E_{utleniacza}$

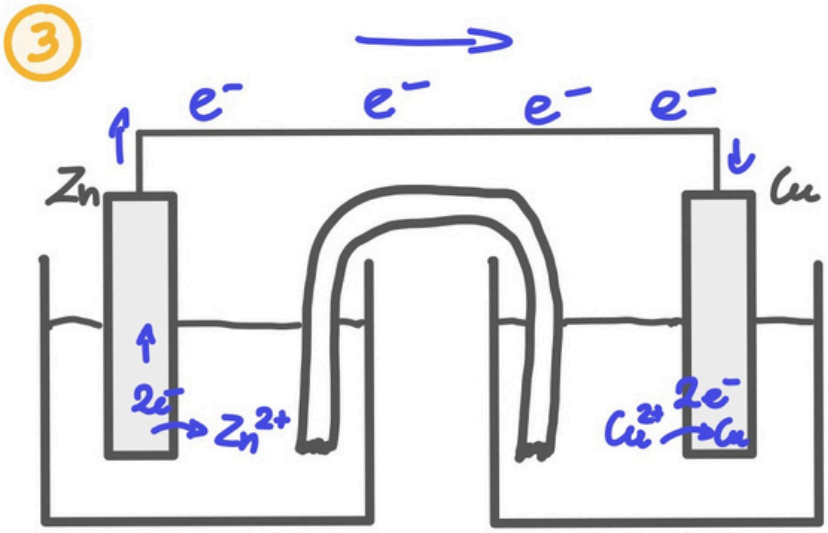
więc Reduktor → Zn

Utleniacz → Cu^{2+}

$$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$$



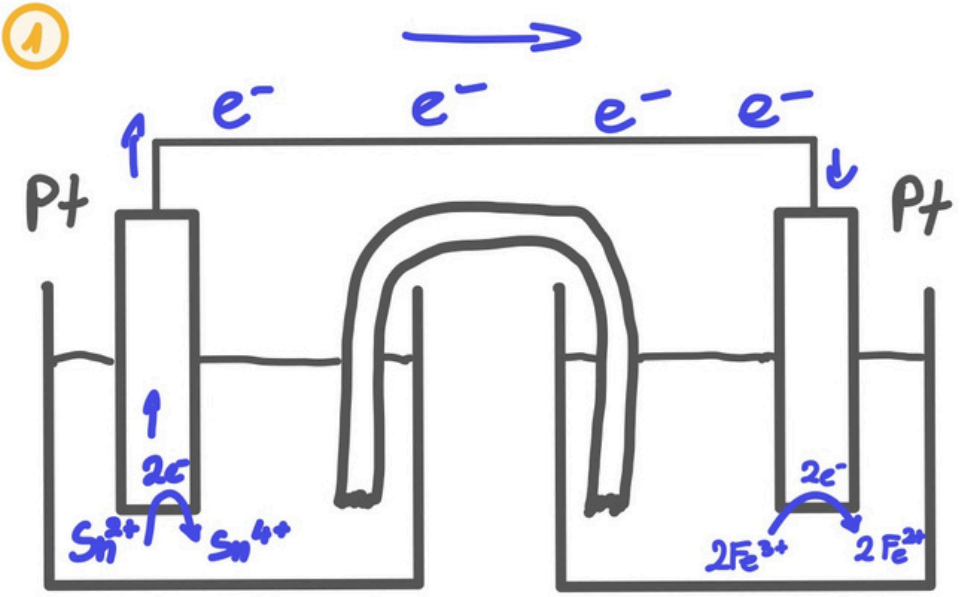




Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

$$Sn^{2+} + 2Fe^{3+} \rightarrow Sn^{4+} + 2Fe^{2+}$$

1

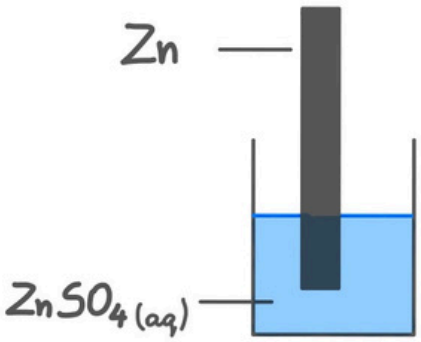


https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8919

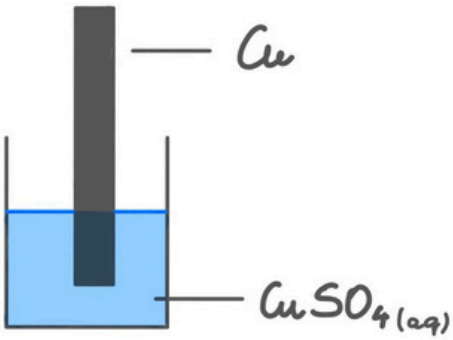
Półogniwo

stanowi metal zanurzony w roztworze elektrolitu który wykazuje zdolność wysyłania swoich jonów do roztworu lub przyjmowania na swoją powierzchnię jonów z roztworu.

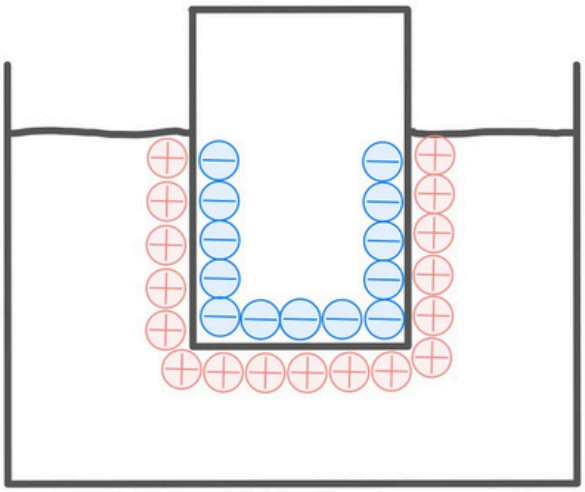
półogniwo cynkowe



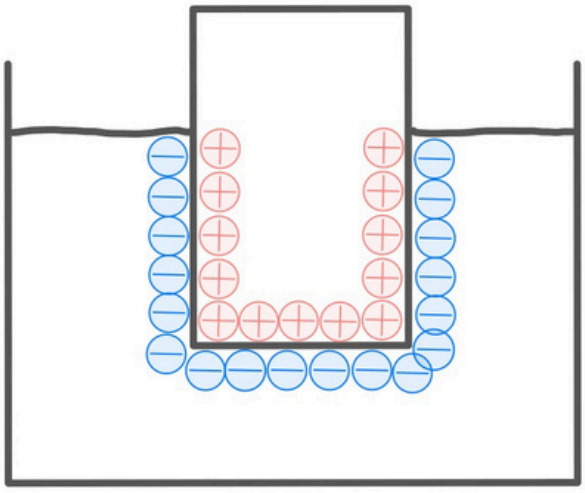
półogniwo miedziane



Na granicy zetknięcia metalu z roztworem pojawia się podwójna warstwa elektryczna, która warunkuje różnicę potencjałów między metalem a roztworem



Metale aktywniejsze mają większą zdolność do przechodzenia do roztworu i ładują się ujemnie



Metale mniej aktywne absorbują na swej powierzchni jony metalu obecne w roztworze i ładują się dodatnio

Typy półogniw:

① metaliczne - elektroda (faza metaliczna) jest reagentem:

$$Me \rightleftharpoons Me^{n+} + n \cdot e^-$$

② redoks - w reakcji elektrodowej biorą udział wyłącznie drobiny z roztworu (czasem też gazy)

a) wodorowe $Pt \mid H^+, H_2$: $H_2 \rightleftharpoons 2H^+ + 2e^-$

b) chlorowe $Pt \mid Cl^-, Cl_2$

c) tlenowe

i inne: kalomelowe, chlorosrebrowe

(pojawią się z tekstem wstępnym.)



Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl

wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8920

Ogniwa

Jest zbudowane z dwóch półogniw w którym samorzutnie przebiegają reakcje chemiczne powodujące przepływ prądu elektrycznego.

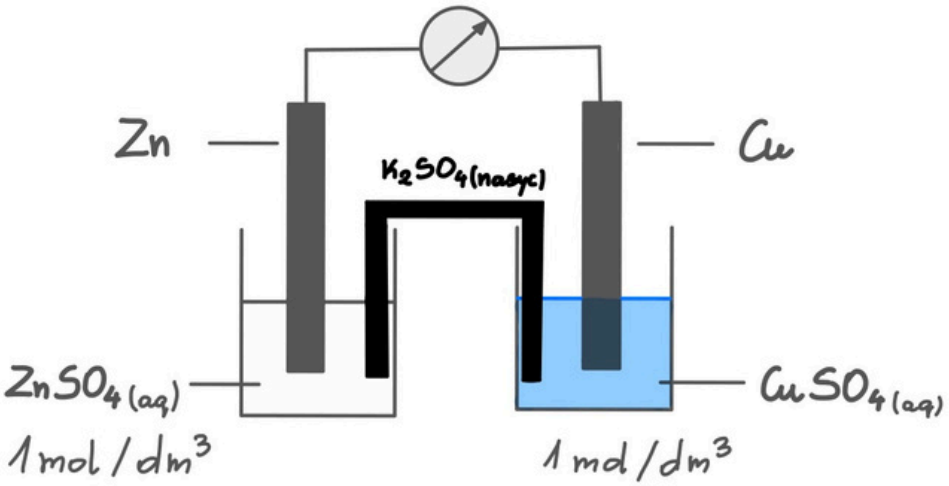
Półogniwo o wyższym E° stanowi biegun dodatni - KATODĘ na której zachodzi redukcja

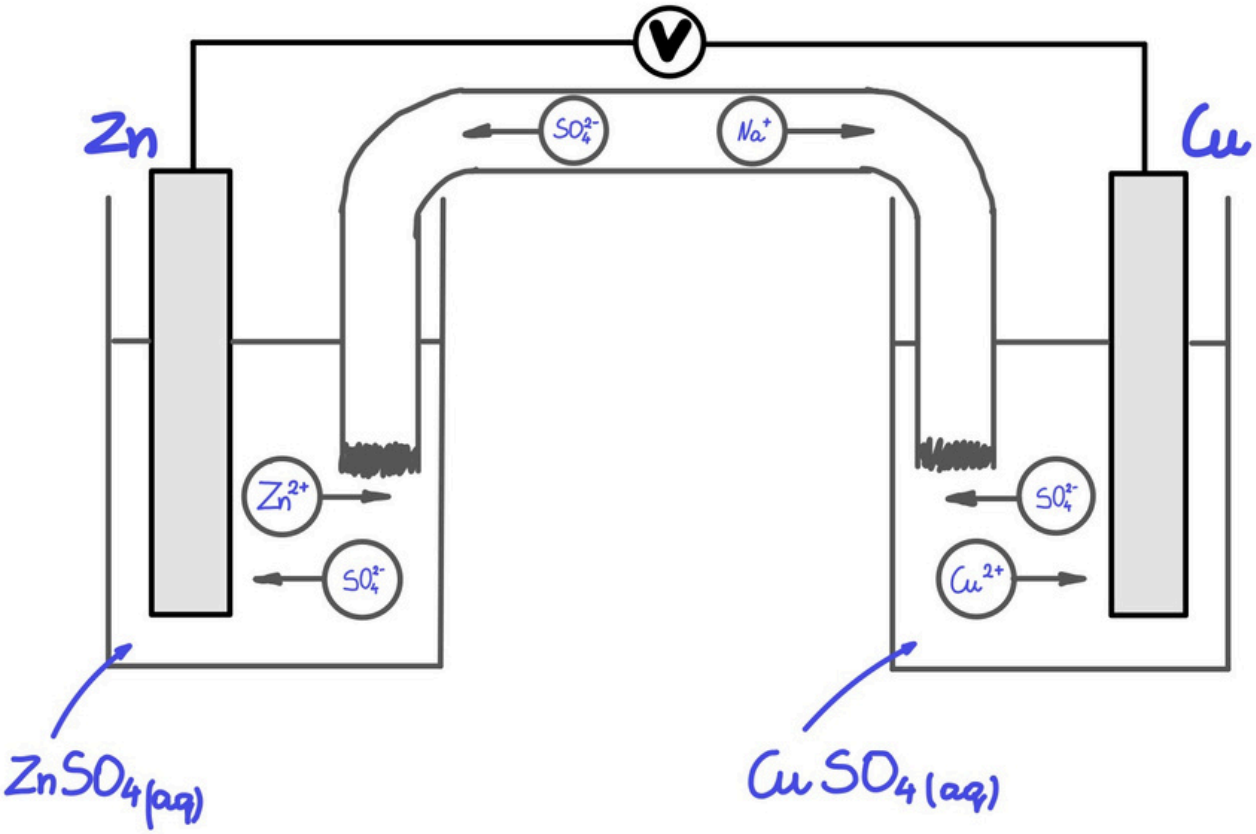
Półogniwo o niższym E° stanowi biegun ujemny - ANODĘ na której zachodzi utlenianie.

Półogniwa są połączone przewodem a ruch elektronów odbywa się od anody do katody.
Prąd elektryczny przepływa w odwrotnym kierunku: od K(+) do A(-)



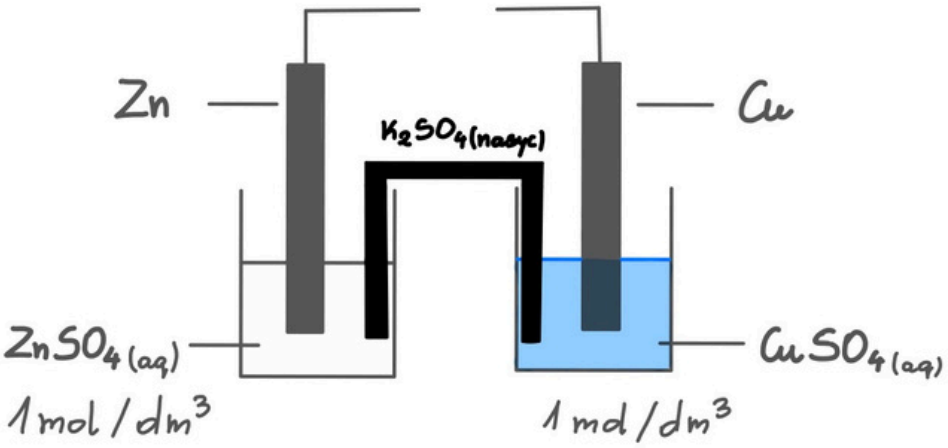
Ogniwo Daniella



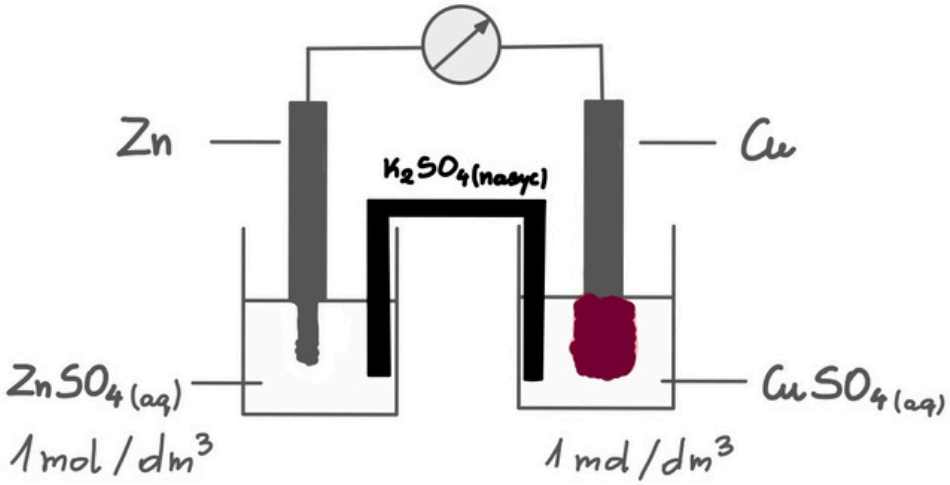


Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Przed:


Zn
Cu
K_2SO_4(nasyc)
$ZnSO_4$(aq)
1 mol/dm³
$CuSO_4$(aq)
1 mol/dm³

Po:


Zn
Cu
K_2SO_4(nasyc)
$ZnSO_4$(aq)
1 mol/dm³
$CuSO_4$(aq)
1 mol/dm³

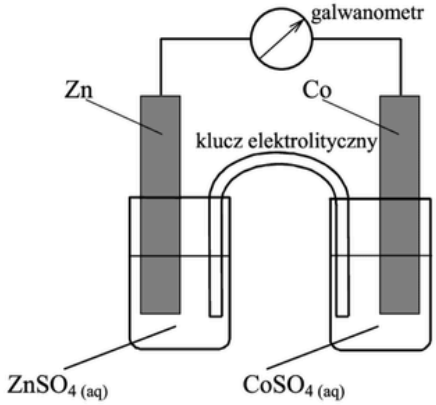


https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8921

2.1

🕮 *Informacja do zadań 16. – 19.*

Zbudowano ogniwo według schematu przedstawionego na poniższym rysunku.



Zadanie 16. *(1 pkt)*

Korzystając z szeregu elektrochemicznego metali, wskaż półogniwo, które stanowiło ujemny biegun ogniwa.

.....

Zadanie 17. *(1 pkt)*

Napisz w formie jonowej skróconej sumaryczne równanie reakcji zachodzącej w czasie pracy ogniwa.

.....

Zadanie 18. *(1 pkt)*

Wskaż metal (cynk lub kobalt), który jest silniejszym reduktorem.

Silniejszym reduktorem jest .....

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8922

Zadanie 19. *(2 pkt)*

Oceń prawdziwość poniższych zdań i uzupełnij tabelę, wpisując literę P, jeżeli uznasz zdanie za prawdziwe, lub literę F, jeżeli uznasz je za fałszywe.

Lp.	Zdanie	P/F
1.	W czasie pracy ogniwa elektrony przepływają kluczem elektrolitycznym od półogniwa cynkowego do półogniwa kobaltowego.	
2.	W czasie pracy ogniwa elektrony przepływają zewnętrznym przewodnikiem elektrycznym w kierunku od cynku do kobaltu.	
3.	Klucz elektrolityczny łączy półogniwa, umożliwiając przepływ jonów między roztworami, i zamyka obwód elektryczny.	
4.	W czasie pracy ogniwa masa blaszki cynkowej rośnie, a masa blaszki kobaltowej maleje.	

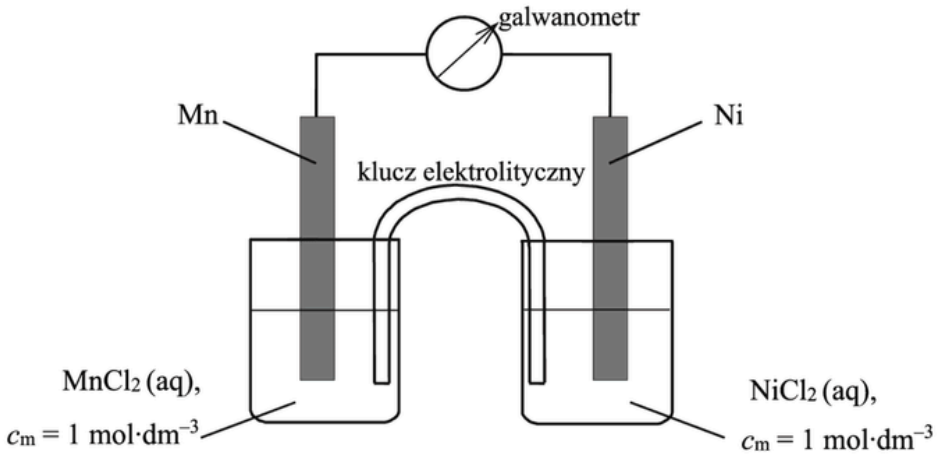
Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

2.2

Zadanie 20.

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8923

Zbudowano ogniwo według schematu przedstawionego na poniższym rysunku.



Zadanie 20.2. *(1 pkt)*

Napisz w formie jonowej skróconej sumaryczne równanie reakcji zachodzącej w czasie pracy tego ogniwa.

.....

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8924

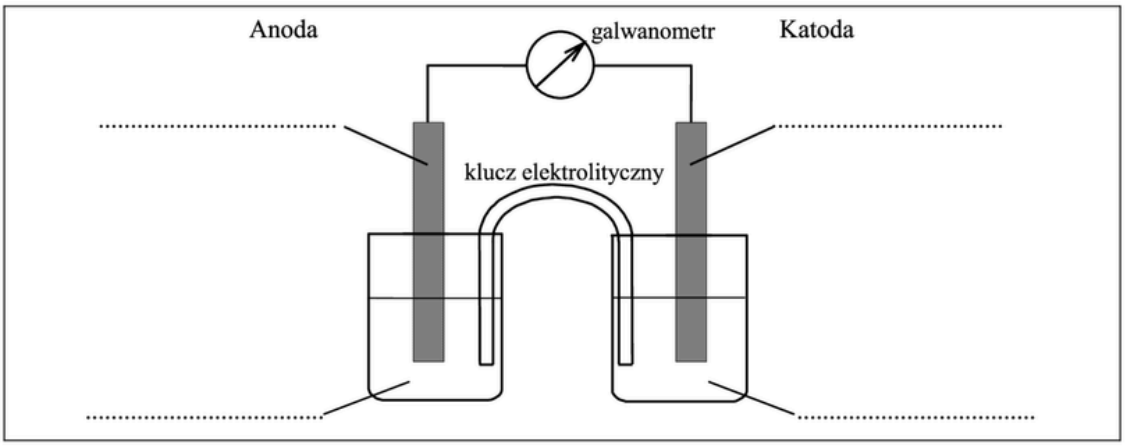
2.3

Zadanie 23. *(2 pkt)*

Zaprojektuj ogniwo galwaniczne, w którym półogniwo Ni | Ni^{2+} będzie pełnić funkcję anody.

a) Uzupełnij poniższy schemat, wpisując symbole lub wzory odczynników wybranych spośród następujących:

Ni $Ni(NO_3)_{2\,(aq)}$ Pb $Pb(NO_3)_{2\,(aq)}$ Zn $Zn(NO_3)_{2\,(aq)}$



b) Opisz zmiany, jakie będzie można zaobserwować w półogniwach podczas pracy ogniwa.

Anoda: .....

.....

Katoda: .....

.....

Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8925

2.4

Zadanie 16. *(2 pkt)*

W półogniwach A i B zachodzą reakcje opisane równaniami:

półogniwo A: $ClO_3^- + 6H^+ + 6e^- \leftrightarrows Cl^- + 3H_2O$ $\quad E^0 = 1{,}45V$

półogniwo B: $NO_2^- + H_2O + e^- \leftrightarrows NO + 2OH^-$ $\quad E^0 = -0{,}46V$

Zbudowano ogniwo z półogniw A i B.

a) Na podstawie podanych wartości potencjałów standardowych określ, w którym półogniwie (A czy B) zachodzi proces utlenienia, a w którym redukcji.

b) Napisz w formie jonowej sumaryczne równanie reakcji zachodzącej w ogniwie.

a) Utlenianie zachodzi w półogniwie: .....

Redukcja zachodzi w półogniwie: .....

b) Równanie reakcji zachodzącej w ogniwie: .....

.....

.....

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8926

2.5

Zadanie 20. *(1 pkt)*

Poniżej przedstawiono równania elektrodowe oraz potencjały standardowe dwóch półogniw redoks.

Równanie reakcji elektrodowej	**Potencjał standardowy**
$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$	$E^0 = +0{,}77$ V
$MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- \rightleftharpoons MnO_2 + 2H_2O$	$E^0 = +1{,}69$ V

Na podstawie: W. Mizerski „Tablice chemiczne", Warszawa 1997

Napisz sumaryczne równanie reakcji, która zajdzie w ogniwie zbudowanym z tych półogniw.

.....

2.6

Zadanie 32.

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8927

W półogniwach A i B zachodzą reakcje opisane równaniami:

Półogniwo	Równanie reakcji elektrodowej	Potencjał standardowy redukcji E^0, V
A	$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightleftarrows Mn^{2+} + 2H_2O$	+1,224
B	$MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- \rightleftarrows MnO_2 + 2H_2O$	+1,679

Na podstawie: *CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition*, CRC Press 2017.

Zbudowano ogniwo z półogniw A i B.

Zadanie 32.2. (0–1)

Napisz w formie jonowej skróconej sumaryczne równanie reakcji zachodzącej w ogniwie zbudowanym z półogniw A i B.

.....

2.7

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8928

Zadanie 15. *(1 pkt)*

Poniżej przedstawiono wybrane właściwości chemiczne bizmutu.

I $Bi + H^+ \rightarrow$ reakcja nie zachodzi
II $2Bi + 3Cl_2 \rightarrow 2BiCl_3$

Określ, czy potencjał standardowy układu Cl_2/Cl^- mierzony względem standardowej elektrody wodorowej jest dodatni, czy ujemny.

.....

2.8

Informacja do zadań 36.–38. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8929

Jedną z metod potencjometrycznych jest miareczkowanie potencjometryczne, w którym roztwór badany (analit) jest elementem odpowiednio dobranej elektrody wskaźnikowej.

Przykładem miareczkowania potencjometrycznego jest oznaczanie stężenia anionów halogenkowych za pomocą mianowanego roztworu azotanu(V) srebra. W tym celu buduje się ogniwo złożone z elektrody odniesienia i elektrody halogenosrebrowej – jako elektrody wskaźnikowej, której częścią jest analit.

Działanie elektrody halogenosrebrowej opisuje równanie (X oznacza symbol halogenu):

$$AgX(s) + e^- \rightleftarrows Ag(s) + X^-(aq)$$

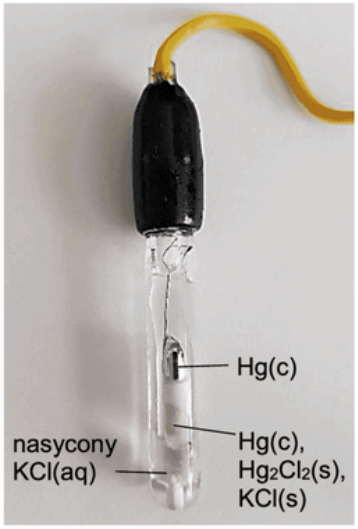
Potencjał tej elektrody zależy od stężenia anionów halogenkowych, które zmienia się w miarę dodawania titranta, ponieważ te jony tworzą z jonami srebra związki trudno rozpuszczalne w wodzie. Potencjał elektrody odniesienia jest niezależny od stężenia jonów w badanym roztworze, więc *SEM* ogniwa zależy tylko od stężenia anionów halogenkowych w analicie, co opisuje równanie:

$$SEM = \text{const} - 0{,}059 \log c_{X^-} \qquad \text{(w temperaturze 298 K)}$$

Na podstawie: W. Szczepaniak, *Metody instrumentalne w analizie chemicznej*, Warszawa 2008 oraz A. Skoog, D.M. West, F.J. Holler, S.R. Crouch, *Podstawy chemii analitycznej*, Warszawa 2007.

Zadanie 38. (0–1)

Jako elektroda odniesienia w opisanym miareczkowaniu potencjometrycznym może być zastosowana tzw. nasycona elektroda kalomelowa.



Schemat tej elektrody przedstawiono poniżej:

$$Hg \mid Hg_2Cl_2\,(s),\ KCl\ (\text{roztwór nasycony})$$

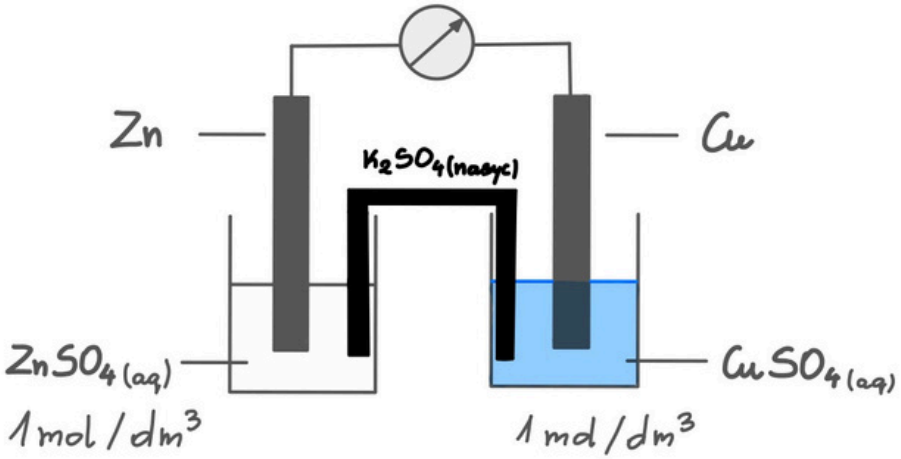
Zasada działania tej elektrody jest taka sama jak elektrody chlorosrebrowej.

Napisz równanie reakcji elektrodowej zachodzącej w elektrodzie kalomelowej.

.....

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8930

Konwencja sztokholmska



Kierunek przepływu prądu

Kierunek przepływu elektronów

$$(-)\ Zn \mid ZnSO_{4(aq)} \parallel CuSO_{4(aq)} \mid Cu\ (+)$$

oznacza granicę faz między elektrodą a rem

Klucz elektrolityczny

Zapamiętasz, gdy przeczytasz tak:

Anodę, biegun ujemny stanowi blaszka cynkowa zanurzona w r-r wodnym $ZnSO_4$ połączonym kluczem elektrolitycznym z roztworem wodnym $CuSO_4$ w którym zanurzona jest blaszka miedziana która stanowi biegun dodatni, katodę.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Zatrzymajmy się i przeanalizujmy jak zapisywać w konwencji sztokholmskiej inne półogniwa niż metaliczne:

1. półogniwo A: $2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2$ $E = 0{,}000\ V$

   półogniwo B: $Cu^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cu$ $E = 0{,}342\ V$

$$Pt\,|\,H_{2(g)}\,|\,H^+\,||\,Cu^{2+}\,|\,Cu$$

2. półogniwo A: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$ $E = 1{,}507\ V$

   półogniwo B: $Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$ $E = 1{,}358\ V$

$$Pt\,|\,Cl_{2(g)}\,|\,Cl^-\,||\,MnO_4^-, H^+, Mn^{2+}\,|\,Pt$$

3. półogniwo A: $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightleftharpoons 4OH^-$ $E = 0{,}401\ V$

   półogniwo B: $Fe^{3+} + 1e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$ $E = 0{,}771\ V$

$$Pt\,|\,O_2\,|\,OH^-\,||\,Fe^{3+}, Fe^{2+}\,|\,Pt$$



Na tym etapie usystematyzujmy nasze zapisy:

✔ piszemy $E^{\circ}_{Zn|Zn^{2+}}$

✔ potencjał półogniwa $Zn|Zn^{2+}$

✔ potencjał półogniwa cynkowego

✘ nie piszemy $E^{\circ}_{Zn/Zn^{2+}}$

✘ nie piszemy potencjał półogniwa Zn/Zn^{2+}

"|" oddziela fazy

"/" oddziela formy utlenione od zredukowanych

→ kreskę ukośną będziemy stosować do zapisu "potencjał redukcji układu"

✔ potencjał redukcji układu Zn/Zn^{2+}



$$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$$

Cynk wypiera kationy miedzi z roztworu, ponieważ:

1. potencjał półogniwa cynkowego jest mniejszy od półogniwa miedziowego
2. potencjał redukcji $E^{\circ}_{Zn|Zn^{2+}} < E^{\circ}_{Cu|Cu^{2+}}$
3. potencjał redukcji układu Zn/Zn^{2+} jest mniejszy od układu Cu^{2+}/Cu

UWAGA!

zapis "ponieważ cynk jest aktywniejszy chemicznie od miedzi" może nie być obecnie wystarczający.

Nie stosuj tego zapisu!



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

3.1

Zadanie 21. *(1 pkt)* https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8931

W pewnym ogniwie zbudowanym z dwóch półogniw metalicznych zachodzi reakcja zilustrowana równaniem:

$$2Cr + 3Sn^{2+} \rightarrow 2Cr^{3+} + 3Sn$$

Przedstaw zgodnie z konwencją sztokholmską schemat opisanego ogniwa.

.....

3.2

Zadanie 28. *(1 pkt)* https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8932

Zbudowano ogniwo galwaniczne składające się z dwóch półogniw metalicznych: manganowego i niklowego.

Przedstaw, zgodnie z konwencją sztokholmską, schemat tego ogniwa. Zaznacz bieguny elektrod.

.....

3.3

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8933

Zadanie 15. *(3 pkt)*

Poniżej przedstawiono schematy, równania reakcji elektrodowych i potencjały standardowe dwóch półogniw redoks.

Schemat półogniwa	Równanie reakcji elektrodowej	Potencjał standardowy
$Pt\|Sn^{2+},Sn^{4+}$	$Sn^{4+} + 2e^- \leftrightarrows Sn^{2+}$	$E^o = 0{,}151$ V
$Pt\|Fe^{2+},Fe^{3+}$	$Fe^{3+} + e^- \leftrightarrows Fe^{2+}$	$E^o = 0{,}771$ V

Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2001

b) Napisz schemat ogniwa galwanicznego zbudowanego z tych półogniw zgodnie z konwencją sztokholmską.

.....

3.4

Zadanie 31. (0–1) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8934

Oceń prawdziwość poniższych zdań. Zaznacz P, jeśli zdanie jest prawdziwe, albo F – jeśli jest fałszywe.

1.	W ogniwie opisanym schematem $Fe \mid Fe^{2+} \parallel Ag^+ \mid Ag$ funkcję katody pełni półogniwo żelazne, a funkcję anody – półogniwo srebrowe.	**P**	**F**
2.	W pracującym ogniwie opisanym schematem $Zn \mid Zn^{2+} \parallel Cu^{2+} \mid Cu$ na katodzie przebiega reakcja opisana równaniem $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$.	**P**	**F**
3.	Podczas pracy ogniwa zbudowanego z półogniwa magnezowego i półogniwa ołowiowego następuje roztwarzanie magnezu i wydzielanie się ołowiu.	**P**	**F**



Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

3.5

Zadanie

Płytkę miedzianą i cynkową zanurzono w wodnym roztworze kwasu siarkowego(VI). Płytki połączono przewodem umożliwiającym przepływ elektronów.

a) narysuj rysunek i zapisz schemat Sztokholmski powstałego ogniwa.

b) zapisz równania reakcji zachodzące na katodzie i na anodzie.

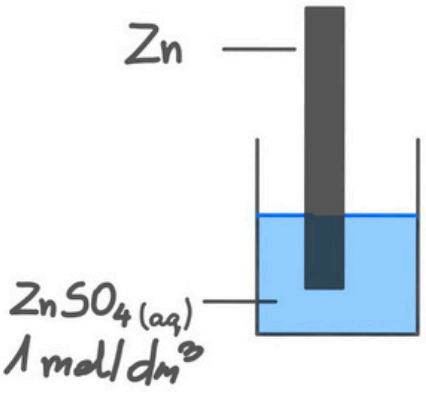
c) Rozstrzygnij czy mamy do czynienia z ogniwem odwracalnym czy nieodwracalnym. Uzasadnij.

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8936

SEM to napięcie na zaciskach nieprac. ogniwa, czyli różnica potencjałów półogniw metalicznych.

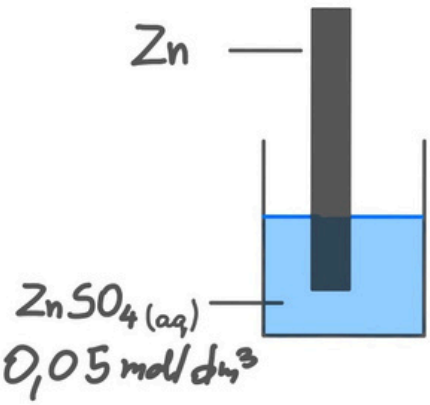
$$SEM = E_K - E_A$$

UWAGA → zmiana stężenia elektrolitu zmienia potencjał elektrody:



$$E = -0{,}762 + \frac{0{,}059}{2}\log 1$$

$$E = -0{,}762\ V$$



$$E = -0{,}762 + \frac{0{,}059}{2}\log 0{,}05$$

$$E = -0{,}800\ V$$



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Potencjał elektrody

To wielkość potencjału elektrody względem roztworu swoich jonów. Zależy od:

- Rodzaju metalu, Rodzaju elektrolitu
- Stężeń jonów w roztworze (ciśnienia dla gazów)
- Temperatury

Wzór Nernsta:

$$E = E^{\circ} + \frac{0{,}059}{n} \cdot \log C$$

E° ← standardowy potencjał redukcji elektrody

C ← C_m jonów

n ← liczba e^- przypadająca na jeden kation

E° ← pomiar dla czystego metalu zanurzonego w roztworze swojego elektrolitu o $C_m = 1\ mol/dm^3$ w temp 25°C ; 1000 hPa dla gazów

Standardowy potencjał półogniwa E° to różnica potencjałów między tym ogniwem a standardowym półogniwem wodorowym.



Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl

wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

4.1

Zadanie 32.

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8937

W półogniwach A i B zachodzą reakcje opisane równaniami:

Półogniwo	Równanie reakcji elektrodowej	Potencjał standardowy redukcji E^0, V
A	$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightleftarrows Mn^{2+} + 2H_2O$	+1,224
B	$MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- \rightleftarrows MnO_2 + 2H_2O$	+1,679

Na podstawie: *CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition*, CRC Press 2017.

Zbudowano ogniwo z półogniw A i B.

Zadanie 32.1. (0–1)

Oblicz siłę elektromotoryczną (SEM) ogniwa zbudowanego z półogniwa A i półogniwa B w warunkach standardowych.

.....

4.2

Zadanie 20.

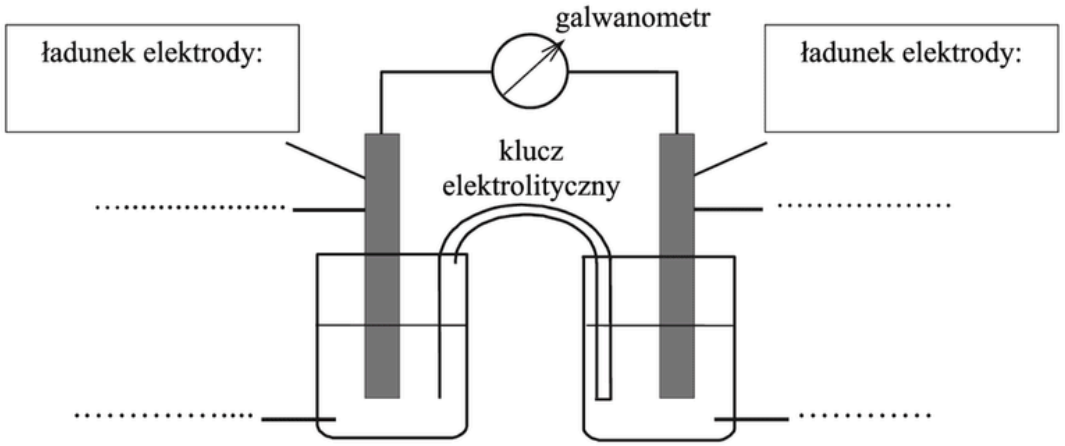
https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8938

W ogniwie galwanicznym zachodzi reakcja opisana równaniem:

$$Mg + Pb^{2+} \rightarrow Mg^{2+} + Pb$$

Zadanie 20.1. *(1 pkt)*

Uzupełnij poniższy schemat ogniwa, w którym zachodzi opisana reakcja. Wpisz symbole metali i wzory jonów oraz zaznacz w tym ogniwie ładunki elektrod (+ albo –).



Zadanie 20.2. *(1 pkt)*

Oblicz SEM tego ogniwa w warunkach standardowych.

.....

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8939

4.3

Zadanie 16. ***(1 pkt)***

Oceń prawdziwość poniższych zdań i uzupełnij tabelę. Wpisz literę P, jeżeli uznasz zdanie za prawdziwe, lub literę F, jeżeli uznasz je za fałszywe.

	Zdanie	P/F
1.	W ogniwie zbudowanym z półogniw: $Cd\|Cd^{2+}$ i $Sn\|Sn^{2+}$ katodę stanowi półogniwo $Cd\|Cd^{2+}$.	
2.	Kationy Cu^{2+} wykazują większą tendencję do przyłączania elektronów niż kationy Zn^{2+}.	
3.	Siła elektromotoryczna ogniwa $Ag\|Ag^{+}\|\|Au^{3+}\|Au$ jest w warunkach standardowych równa 2,32 V.	

4.4

Zadanie 20. (0–1) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8940

W standardowym półogniwie A ustala się równowaga opisana równaniem:

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftarrows Mn^{2+} + 4H_2O$$

Po połączeniu tego półogniwa ze standardowym półogniwem B otrzymano ogniwo, którego siła elektromotoryczna (SEM) jest równa 0,971 V.

Napisz sumaryczne równanie reakcji, która zachodzi w pracującym ogniwie zbudowanym z półogniw A i B.

.....

4.5

Zadanie 19. (0–1) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8941

Zbudowano dwa ogniwa składające się z półogniw metalicznych (I rodzaju). W jednym z ogniw półogniwo cynkowe stanowi anodę, a w drugim – katodę. Wartości SEM tych ogniw różnią się o 59 mV.

Uzupełnij schematy opisanych ogniw. Elektrodą w dobieranym półogniwie powinien być jeden z wymienionych metali:

mangan chrom żelazo kobalt miedź

Schematy ogniw:

A (–): $Zn \mid Zn^{2+} \| \ldots\ldots \mid \ldots\ldots$:(+) K

A (–): $\ldots\ldots \mid \ldots\ldots \| Zn^{2+} \mid Zn$:(+) K



4.6

Zadanie 19. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8942

Zbudowano ogniwo, którego schemat zapisany zgodnie z konwencją sztokholmską jest następujący:

$$(-)\ Co \mid Co^{2+} \parallel H^{+} \mid H_2(g) \mid Pt\ (+)$$

Zadanie 19.1. (0–1)

Oblicz siłę elektromotoryczną opisanego ogniwa w warunkach standardowych.

SEM = ...

Zadanie 19.2. (0–1)

W opisanym ogniwie półogniwo $Co \mid Co^{2+}$ zastąpiono innym półogniwem metalicznym. Ta zmiana nie spowodowała (w warunkach standardowych) zmiany procesu katodowego.

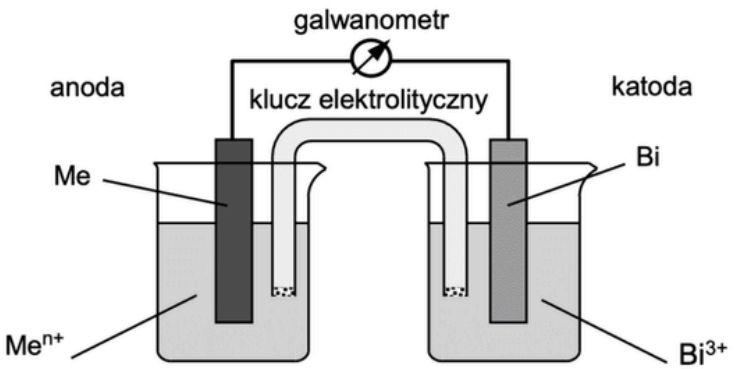
Spośród wymienionych półogniw wybierz i zaznacz wszystkie te, które mogły być użyte do budowy tego ogniwa.

$Ag \mid Ag^{+}$ $Cu \mid Cu^{2+}$ $Fe \mid Fe^{2+}$ $Ni \mid Ni^{2+}$ $Zn \mid Zn^{2+}$

4.7

Zadanie 23. (0–2) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8943

Zbudowano ogniwo przedstawione na poniższym rysunku.



Siła elektromotoryczna tego ogniwa w warunkach standardowych była równa 0,565 V.

Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> sumaryczne równanie reakcji, która zachodzi w pracującym ogniwie. Napisz schemat tego ogniwa.

Obliczenia:

Równanie reakcji: .....

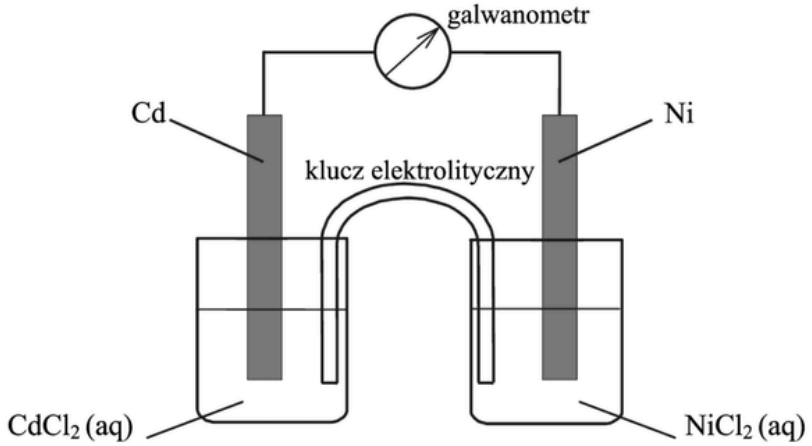
Schemat ogniwa: .....

4.8

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8944

Zadanie 20. *(3 pkt)*

Zbudowano ogniwo według schematu przedstawionego na poniższym rysunku.



SEM ogniwa galwanicznego zależy nie tylko od wartości potencjału standardowego półogniw, z których jest zbudowane, lecz także od stężenia jonów w roztworach tworzących półogniwa. Wartość potencjału półogniwa E – wyrażonego w woltach – oblicza się z równania Nernsta. Dla półogniwa metalicznego równanie to określa wpływ stężenia jonów metalu $[Me^{z+}]$ na wartość potencjału półogniwa i dla $T = 298$ K przyjmuje postać:

$$E = E^{o} + \frac{0,059}{z} \cdot \log[Me^{z+}]$$

gdzie: E^{o} to potencjał standardowy półogniwa, z – liczba elektronów różniących formę utlenioną metalu od jego formy zredukowanej w procesie $Me \rightleftarrows Me^{z+} + ze^{-}$.

20.3. Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i zaznacz właściwe wzory spośród podanych w nawiasach.

1. Podczas pracy opisanego ogniwa ubywa jonów (Cd^{2+} / Ni^{2+}).

2. Aby zwiększyć siłę elektromotoryczną tego ogniwa, należy zwiększyć stężenie ($CdCl_2$ (aq) / $NiCl_2$ (aq)).

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8945

4.9

Zadanie 27. *(2 pkt)*

Jeżeli w reakcji redoks biorą udział jony H^{+}, to potencjał układu zależy od stężenia tych jonów, czyli od pH roztworu. Dla takich układów potencjał odnosi się do roztworów, w których $c_{H^{+}} = 1\ mol \cdot dm^{-3}$, a więc pH = 0. Wartości potencjałów redoks wielu ważnych biologicznie układów utleniacz – reduktor przedstawiane są dla przyjętego przez biochemików stanu, w którym pH = 7, $p = 1013$ hPa, $T = 298$ K. Różnica pH roztworu wpływa na wartość potencjału półogniwa. Potencjał półogniwa wodorowego $E_{H_2/H^{+}}$ w środowisku o pH różnym od zera można obliczyć (w woltach), korzystając z następującej zależności:

$$E_{H_2/H^{+}} = E^{o}_{H_2/H^{+}} + 0,06 \log c_{H^{+}}$$

gdzie $E^{o}_{H_2/H^{+}}$ oznacza potencjał standardowy półogniwa wodorowego.

Na podstawie: Lubert Stryer, *Biochemia*, Warszawa 2003 oraz K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007.

a) Oblicz potencjał półogniwa wodorowego w stanie, w którym pH = 7, $p = 1013$ hPa, $T = 298$ K.

.....

.....

Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

4.
10

Zadanie 1. (0–1) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8946

Ruten jest metalem aktywniejszym od srebra, ale mniej aktywnym od kadmu. Przygotowano trzy standardowe półogniwa metaliczne: kadmowe, rutenowe i srebrowe. Różnica potencjałów między półogniwem $Ru|Ru^{2+}$ a półogniwem $Ag|Ag^{+}$ wynosiła 0,350 V. Oblicz, jaką różnicę potencjałów (napięcie) wskaże woltomierz między półogniwem $Ru|Ru^{2+}$ a półogniwem $Cd|Cd^{2+}$. Skorzystaj z tabeli standardowych potencjałów redukcji.

Obliczenia:



4.
11

Informacja do zadań 36.–38. https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8947

Jedną z metod potencjometrycznych jest miareczkowanie potencjometryczne, w którym roztwór badany (analit) jest elementem odpowiednio dobranej elektrody wskaźnikowej.

Przykładem miareczkowania potencjometrycznego jest oznaczanie stężenia anionów halogenkowych za pomocą mianowanego roztworu azotanu(V) srebra. W tym celu buduje się ogniwo złożone z elektrody odniesienia i elektrody halogenosrebrowej – jako elektrody wskaźnikowej, której częścią jest analit.

Działanie elektrody halogenosrebrowej opisuje równanie (X oznacza symbol halogenu):

$$AgX(s) + e^- \rightleftarrows Ag(s) + X^-(aq)$$

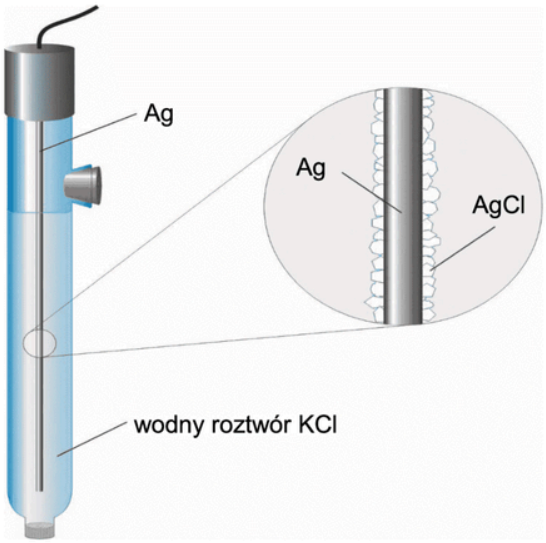
Potencjał tej elektrody zależy od stężenia anionów halogenkowych, które zmienia się w miarę dodawania titranta, ponieważ te jony tworzą z jonami srebra związki trudno rozpuszczalne w wodzie. Potencjał elektrody odniesienia jest niezależny od stężenia jonów w badanym roztworze, więc *SEM* ogniwa zależy tylko od stężenia anionów halogenkowych w analicie, co opisuje równanie:

$$SEM = \text{const} - 0{,}059 \log c_{X^-} \qquad \text{(w temperaturze 298 K)}$$

Na podstawie: W. Szczepaniak, *Metody instrumentalne w analizie chemicznej*, Warszawa 2008 oraz A. Skoog, D.M. West, F.J. Holler, S.R. Crouch, *Podstawy chemii analitycznej*, Warszawa 2007.

Zadanie 37. (0–1)

Przykładem elektrody halogenosrebrowej jest elektroda chlorosrebrowa:



Na podstawie: E. Generalic, https://glossary.periodni.com/glossary.php?en=silver%2Fsilver-chloride+electrode [dostęp: 15.07.2020]

Działanie elektrody chlorosrebrowej opisuje równanie:

$$AgCl(s) + e^- \rightleftarrows Ag(s) + Cl^-(aq)$$

Potencjał tej elektrody zależy od stężenia jonów chlorkowych w roztworze, który stanowi jej element, i wyraża się równaniem: $E_{Ag/AgCl} = E^{o}_{Ag/AgCl} - 0{,}059 \log c_{Cl^-}$ (w temperaturze 298 K).

Przygotowano dwie elektrody chlorosrebrowe: elektroda I zawierała wodny roztwór chlorku potasu o stężeniu równym 0,10 mol ·dm^{-3}, a elektroda II – wodny roztwór tej samej soli o stężeniu równym 0,01 mol ·dm^{-3}

Rozstrzygnij, która elektroda chlorosrebrowa (I czy II) ma – w tej samej temperaturze – wyższy potencjał. Odpowiedź uzasadnij.

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

.....

.....

Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8948

Ładunek elektryczny

Stała Faradaya to ładunek elektryczny 1 mola elektronów.

$$1F = 96500\ C \cdot mol^{-1}$$

(C – kulombów)

Jeżeli przez roztwór przepłynie 1 mol e^- to oznacza, że przepłynął ładunek = 96 500 C

np. $Zn | Zn^{2+}_{(aq)} || Cu^{2+}_{(aq)} | Cu$ wydzieliły się 2 mole miedzi co oznacza: $2Cu^{2+} + 4e^- \rightarrow 2Cu$

że przez roztwór przepłynął ładunek: $4 \cdot 96500\ C$.

Amper [A]

$$1A = \frac{1C}{1s} \Rightarrow [C = A \cdot s]$$

$$\boxed{Q = I \cdot t}$$

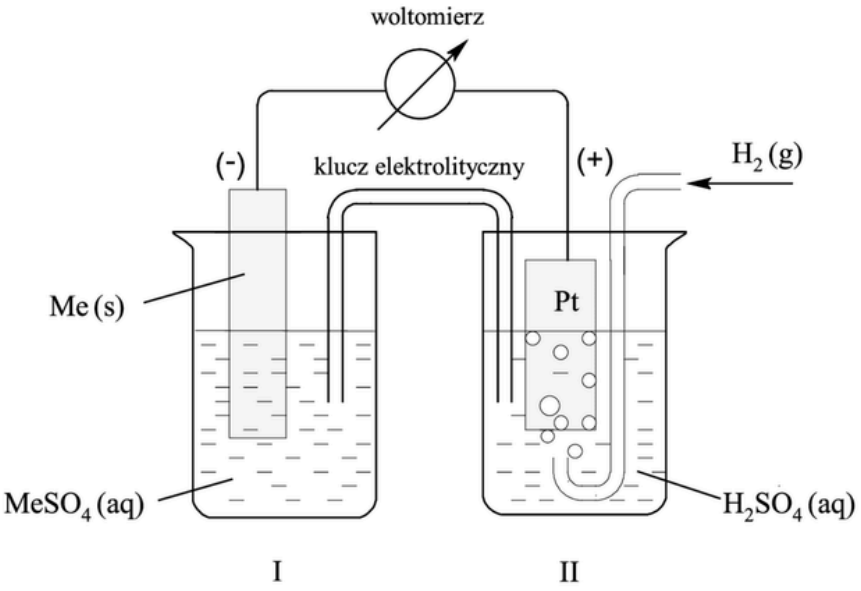


Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

5.1

🕮 Informacja do zadania 18. i 19.

Zbudowano zestaw doświadczalny zgodnie z poniższym rysunkiem.



Stwierdzono, że siła elektromotoryczna (SEM) ogniwa w warunkach standardowych jest równa 0,28 V.

Zadanie 19. *(1 pkt)*

Oblicz, jak zmieniła się (wzrosła czy zmalała i o ile) liczba moli jonów wodoru w roztworze w półogniwie II po przepłynięciu przez obwód ładunku elektrycznego o wartości 96500 C. Stała Faradaya ma wartość F = 96500 C · mol^{-1}.

Obliczenia:

Odpowiedź:

5.2

Informacja do zadań https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8950

Przygotowano dwa półogniwa standardowe: niklowe oraz srebrowe. Do pierwszej zlewki wprowadzono 100 cm^3 roztworu $NiSO_4$ o stężeniu 1,00 $mol \cdot dm^{-3}$ i włożono blaszkę niklową o masie 20,0 g. Do drugiej zlewki wprowadzono roztwór $AgNO_3$ o stężeniu 1,00 $mol \cdot dm^{-3}$ i włożono blaszkę srebrną o masie 20,0 g. Roztwory wodne znajdujące się w zlewkach połączono kluczem elektrolitycznym (rurką szklaną zawierającą wodny roztwór azotanu(V) potasu KNO_3), którego zadaniem jest umożliwienie przepływu odpowiednich jonów pomiędzy roztworami elektrolitów tak, aby reguła elektroobojętności każdego z roztworów w zlewkach została spełniona. Blaszki wykonane z niklu i srebra (elektrody) połączono odpowiednimi przewodami zewnętrznymi poprzez woltometr.

Zadanie 1. (0–2)

Zapisz schemat przedstawionego ogniwa zgodnie z konwencją sztokholmską. Zapisz równania reakcji przebiegających na katodzie oraz sumaryczne równanie (w formie jonowej skróconej) zachodzącej w ogniwie.

Schemat ogniwa: (–) ..... (+)

Równanie reakcji przebiegającej na anodzie: .....

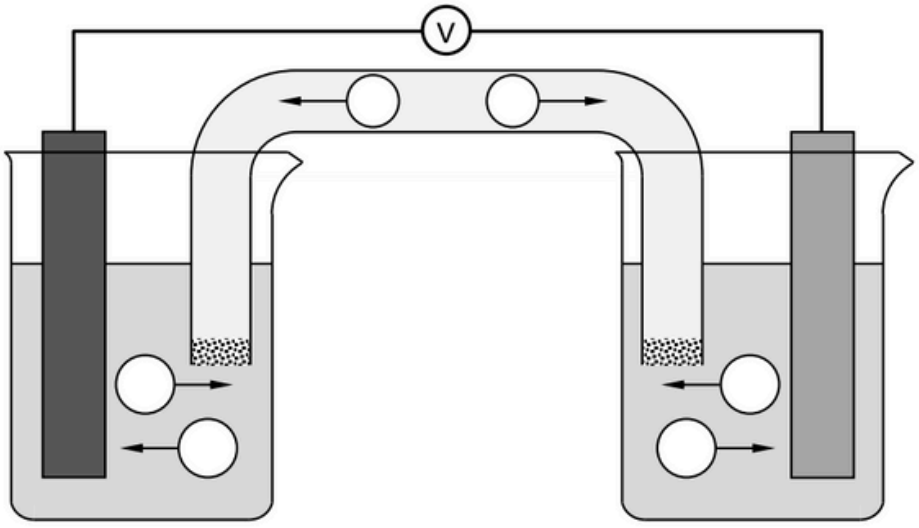
Równanie reakcji przebiegającej na katodzie: .....

Sumaryczne równanie reakcji zachodzącej w ogniwie: .....

Zadanie 2. (0–1)

Uzupełnij poniższy rysunek, przedstawiający opisane ogniwo niklowo-srebrowe.
W wyznaczone miejsca wpisz wzory jonów w taki sposób, żeby strzałki wskazywały kierunek, w jakim poszczególne jony, znajdujące się w roztworach w zlewkach oraz w kluczu elektrolitycznym, poruszają się w trakcie pracy ogniwa. Wzory jonów wybierz z poniższych:

Ni^{2+} • Ag^{+} • K^{+} • SO_4^{2-} • NO_3^{-}



Zadanie 3. (0–1)

Oceń, czy podane poniżej informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	W trakcie pracy opisanego ogniwa niklowo-srebrowego zielony roztwór siarczanu(VI) niklu(II) ulega powolnemu odbarwieniu.	**P**	**F**
2.	W trakcie pracy opisanego ogniwa niklowo-srebrowego prąd elektryczny przepływa w kierunku od blaszki srebrnej do blaszki niklowej.	**P**	**F**
3.	Przedstawione ogniwo niklowo-srebrowe generuje w trakcie pracy wyższe napięcie, niż ogniwo cynkowo-ołowiowe (w warunkach standardowych).	**P**	**F**

Kurs maturalny z chemii
samurajchemiczny.elms.pl
wykłady i rozwiązania krok po kroku na video w kursie
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Zadanie 4. (0–2) https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8951

Oblicz, jaki ładunek elektryczny, wyrażony w kulombach, musi przepłynąć przez zewnętrzny obwód przedstawionego ogniwa niklowo-srebrowego, aby ogniwo uległo całkowitemu rozładowaniu. Oblicz masy obu płytek metalicznych po całkowitym rozładowaniu ogniwa.

Obliczenia:

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8952

5.3

Zadanie

Zanotowano ubytek masy elektrody miedzianej = 0,3 g w pracującym ogniwie $Cu|Cu^{2+}_{(aq)}||Ag^{+}_{(aq)}|Ag$. Oblicz:

a) o ile zmieniła się w tym czasie masa srebrnej elektrody

b) jaki ładunek przepłynął przez roztwór.

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8953

5.4

Zadanie

Do ogniwa Daniella przyłożono napięcie zewnętrzne:

1. równe 1,104 V, co oznacza, że w ogniwie nie zajdą żadne zmiany (P / F)

2. większe niż 1,104 V, co oznacza, że nastąpi roztwarzanie miedzi i wydzielenie cynku (P / F)

3. mniejsze niż 1,104 V, co oznacza, że nastąpi wydzielenie miedzi i roztworzenie cynku (P / F)

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/8954

5.5

Zadanie

Zapisz schemat ogniwa utworzonego z półogniwa metalicznego - $Ag|Ag^+$ i pewnego metalu $Me|Me^{n+}$ jeżeli w wyniku reakcji masa jednej płytki przyrosła o 0,216 g a drugiej ubyła o 0,065 g. Potencjał redukcji układu $Ag|Ag^+$ jest większy niż układu $Me|Me^{n+}$.

5.6

Zadanie

Ogniwo Daniella zasilało przez 1,5 godziny urządzenie, które pobrało prąd o natężeniu 15 mA. Oblicz jak w tym czasie zmieniła się masa katody i anody.





Ogniwa i reakcje redoks
Sprawdzian 1.

Zadanie 1. (0–2)

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/10213

Cynk wprowadzony do gorącego, silnie alkalicznego roztworu azotanu(V) sodu ulega roztworzeniu. Podczas tego procesu zachodzi reakcja, którą można opisać za pomocą schematu:

$$Zn + NO_3^- + OH^- + H_2O \rightarrow Zn(OH)_4^{2-} + NH_3$$

Napisz w formie jonowej, z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równanie reakcji redukcji i równanie reakcji utleniania zachodzących podczas tego procesu. Napisz również w formie cząsteczkowej sumaryczne równanie tej reakcji. Załóż, że w tej reakcji użyto zasadę potasową.

Równanie reakcji redukcji: .....

Równanie reakcji utlenienia: .....

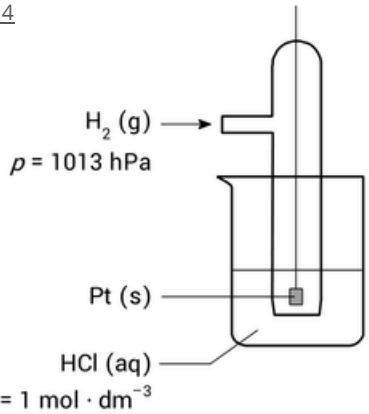
Sumaryczne równanie reakcji:

.....

Zadanie 2. (0–2)

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/10214

Na rysunku obok przedstawiono budowę półogniwa wodorowego, które połączono kluczem elektrolitycznym z pewnym półogniwem metalicznym. Półogniwo wodorowe stanowiło ujemny biegun tego ogniwa.



Rozstrzygnij, czy półogniwem metalicznym było półogniwo niklowe czy półogniwo miedziowe. Uzasadnij swój wybór. Odwołaj się do potencjałów półogniwa wodorowego oraz półogniw – niklowego i miedziowego. Napisz schemat tego ogniwa w konwencji sztokholmskiej.

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

.....

.....

Schemat ogniwa: .....



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Zadanie 3. (0–2)

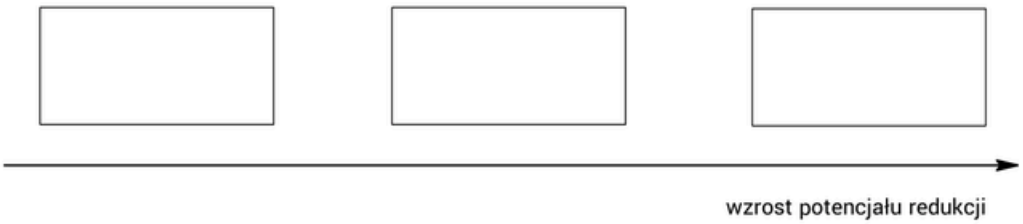
https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/10215

Dane są trzy metale o umownych symbolach A, X i Z. Spośród tych metali – metal A jest najlepszym reduktorem, a metal X jest najsłabszym reduktorem. Wymienione metale tworzą kationy A^{2+}, X^{+}, Z^{3+}.

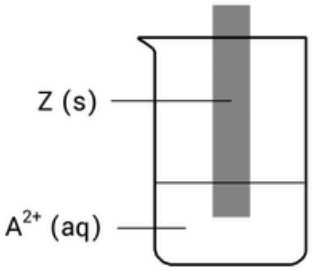
A. Uszereguj układy:

$$A^{2+}|A \quad \bullet \quad X^{+}|X \quad \bullet \quad Z^{3+}|Z$$

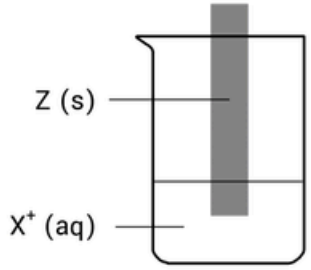
wraz ze wzrostem ich potencjału redukcji. Uzupełnij poniższy schemat.



B. Wskaż oznaczenie schematu (1. lub 2.) tego doświadczenia, podczas którego dojdzie do reakcji między metalem a kationem metalu. Napisz w formie jonowej skróconej równanie zachodzącej reakcji.



1.



2.

Oznaczenie schematu: .....

Równanie reakcji: .....

Zadanie 4. (0–1)

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/10216

Dane są następujące reakcje:

$$I_2 + 2e^- \rightleftarrows 2I^-$$
$$Cl_2 + 2e^- \rightleftarrows 2Cl^-$$

Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i zaznacz jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

I. Jod I_2 jest niemetalem **(aktywniejszym / mniej aktywnym)** od chloru Cl_2.

II. Drobina, która jest silniejszym reduktorem to **(I^- / Cl^-)**. Drobina, która jest silniejszym utleniaczem to **(I_2 / Cl_2)**.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Zadanie 5. (0–5)

Przygotowano dwie płytki – bimutową oraz manganową. Każda płytka ważyła 8,5 g. Te płytki umieszczono w zlewkach zawierających odpowiednio roztwory kationów bizmutu Bi^{3+} i kationów manganu Mn^{2+}. Stężenie molowe każdego kationu w roztworze wynosiło 1,0 mol · dm^{-3}. Następnie te roztwory połączono kluczem elektrolitycznym i utworzono w ten sposób ogniwo bizmutowo-mangnanowe. Po pewnym czasie układ rozłączono i zważono płytki metaliczne. Masa jednej z nich wynosiła 9,1 g.

A. Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji zachodzącej podczas pracy opisanego ogniwa.

.....

B. Napisz schemat tego ogniwa w konwencji sztokholmskiej.

.....

C. Podaj masę obu płytek po zakończeniu doświadczenia. Wykonaj odpowiednie obliczenia.
W obliczeniach przyjmij następujące masy molowe: M_{Mn} = 54,9 g · mol^{-1}, M_{Bi} = 208,9 g · mol^{-1}

Masa płytki bizmutowej po zakończeniu doświadczenia: .....

Masa płytki manganowej po zakończeniu doświadczenia: .....



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl



Ogniwa i reakcje redoks
Sprawdzian 2.

Zadanie 1. (0–2)

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/10218

Chlor reaguje z ozonem w obecności wody. W wyniku tej przemiany powstaje kwas chlorowy(VII). Opisany proces można przedstawić za pomocą schematu:

$$Cl_2 + O_3 + H_2O \longrightarrow ClO_4^- + H^+$$

Napisz w formie jonowej, z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równanie reakcji redukcji i równanie reakcji utleniania zachodzących podczas tego procesu. Napisz również w formie jonowej skróconej sumaryczne równanie tej reakcji.

Równanie reakcji redukcji: .....

Równanie reakcji utlenienia: .....

Sumaryczne równanie reakcji:

.....

Zadanie 2. (0–2)

https://samurajchemiczny.elms.pl/next/public/lesson/10219

W półogniwach A i B zachodzą reakcje opisane równaniami:

Półogniwo	Równanie reakcji redukcji	Potencjał standardowy, E°, V
A	$ClO_3^- + 3H_2O + 6e^- \rightleftarrows Cl^- + 6OH^-$	0,620
B	$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightleftarrows NO + 2H_2O$	0,957

Z półogniw A i B zbudowano ogniwo.

A. Napisz w formie jonowej skróconej sumaryczne równanie reakcji zachodzącej w ogniwie zbudowanym z obu półogniw.

.....

B. Uzupełnij zdania. Określ, jaką funkcję – anody czy katody – pełni półogniwo B w opisanym ogniwie. Oblicz siłę elektromotoryczną opisanego ogniwa w warunkach standardowych.

W opisanym ogniwie półogniwo B pełni rolę ..... .

W warunkach standardowych siła elektromotoryczna tego ogniwa wynosi ..... .



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Zadanie 3. (0–6)

Do wodnego roztworu azotanu(V) srebra(I) wprowadzono płytkę wykonaną z miedzi o masie 20 g. Po chwili płytkę wyjęto. Jej masa zmieniła się o 1,2 g.

A. Napisz w formie jonowej skróconej równanie zachodzącej reakcji.

.....

B. Uzupełnij poniższy tekst. Wybierz i podkreśl odpowiednie określenie w każdym nawiasie.

Podczas przeprowadzonego doświadczenia stężenie molowe jonów metali w roztworze **(wzrosło / zmalało / nie zmieniło się)**.

Podczas przeprowadzonego doświadczenia stężenie molowe anionów reszt kwasowych w roztworze **(wzrosło / zmalało / nie zmieniło się)**.

C. Oblicz masę srebra, które osadziło się na płytce. Przyjmij następujące wartości mas molowych: $M_{Ag} = 107{,}8\ g \cdot mol^{-1}$, $M_{Cu} = 63{,}6\ g \cdot mol^{-1}$



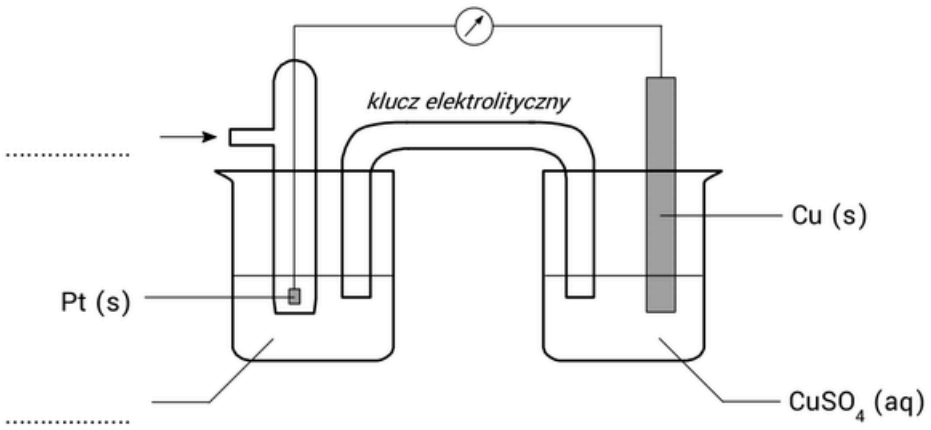
Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Zadanie 4. (0–3)

Skonstruowano w warunkach standardowych ogniwo, które przedstawiono na poniższej rycinie. Półogniwo miedziowe stanowiło w tym ogniwie katodę. Anodą było półogniwo pewne gazowe.

A. Określ, czy anodą było półogniwo chlorowe czy wodorowe. Uzupełnij poniższy schemat. Wpisz w wyznaczone miejsca wzory odpowiednich substancji, wybranych spośród podanych poniżej.

Substancje do wyboru: Cl_2 (g), HCl (aq), H_2 (g), KOH (aq).



B. Napisz schemat opisanego ogniwa. Określ funkcje odpowiednich półogniw. Uwzględnij symbole odpowiednich elektrod – anody (A) i katody (K) oraz znaki ich biegunów (+ lub –).

..... (.....) ..... (.....) .....
funkcja półogniwa znak znak funkcja półogniwa

C. Rozstrzygnij, czy masa płytki miedzianej nie zmieniła się, czy uległa zmniejszeniu albo zwiększeniu podczas pracy ogniwa. Uzasadnij swoją odpowiedź.

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

.....

.....



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Zadanie 5. (0–2)

Poniżej wymieniono wybrane metale oraz ich kationy:

Au Ni Mg Bi Al Zn Au^{3+} Ni^{2+} Mg^{2+} Bi^{3+} Al^{3+} Zn^{2+}

A. Spośród podanych drobin wybierz i podkreśl wszystkie te, które mogą być zredukowane przez kobalt.

Au Ni Mg Bi Al Zn Au^{3+} Ni^{2+} Mg^{2+} Bi^{3+} Al^{3+} Zn^{2+}

B. Spośród podanych drobin wybierz tę, która jest najsilniejszym utleniaczem oraz tę, która jest najsilniejszym reduktorem. Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, która zachodzi pomiędzy wybranymi drobinami.

.....



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl