Opgave 1

Welke half-reactie kan men verwachten in de volgende gevallen?

a Br^--ionen bij een positieve elektrode

Br^- kan gemakkelijk elektronen afstaan, is dan reductor: $2\ Br^- \rightarrow Br_2 + 2\ e$

b H_3O^+-ionen bij een negatieve elektrode

Een proton kan een elektron opnemen: $2\ H_3O^+ + 2\ e \rightarrow 2\ H_2O + H_2(g$

c Zn^{2+}-ionen bij een negatieve elektrode

Metaalionen kunnen elektronen opnemen: $Zn^{2+} + 2\ e \rightarrow Zn$

d I_2-moleculen bij een negatieve elektrode

Jood wordt gemakkelijk jodide: $I_2 + 2\ e \rightarrow 2\ I^-$

Opgave 2

Wordt de elektrode positief of negatief, als steeds de volgende halfreactie aan de elektrode optreedt?

a $Mn^{3+} + e \rightarrow Mn^{2+}$

Mn^{3+} neemt een elektron op van de elektrode, de elektrode wordt dus positief: +

b $O_2(g) + 4\ H_3O^+ + 4\ e \rightarrow 6\ H_2O$

O_2 neemt elektronen op uit de elektrode, de elektrode wordt dus positief: +

c $Mg(s) \rightarrow Mg^{2+} + 2\ e$

Magnesium geeft hier elektronen aan de elektrode, deze wordt dus negatief: -

d $2\ S_2O_3^{2-} \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2\ e$

Het thiosulfaation geeft hier elektronen aan de elektrode, deze wordt dus negatief: -

Opgave 3

De volgende reacties vinden plaats aan een elektrode. Is de betreffende elektrode een anode of kathode?

Anode: elektrode waar deeltjes geoxideerd worden.

Kathode: elektrode waar deeltjes gereduceerd worden.

a $PbSO_4(s) + 2\ e \rightarrow Pb(s) + SO_4^{2-}$

Pb^{2+} in $PbSO_4$ wordt gereduceerd tot Pb. Reductie = **kathode**

b $Sn(s) \rightarrow Sn^{2+} + 2\ e$

Sn wordt geoxideerd tot Sn^{2+} Oxidatie = **anode**

c $Cr^{3+} + e \rightarrow$

Cr^{3+} wordt gereduceerd tot Cr^{2+} Reductie = **kathode**

d $HNO_2 + H_3O^+ + e \rightarrow NO(g) + 2\ H_2O$

Stikstof in HNO_2 wordt gereduceerd (van +3 naar +2). Reductie = **kathode**

e $6\ H_2O \rightarrow O_2(g) + 4\ H_3O^+ + 4\ e$

Zuurstof in H_2O wordt geoxideerd (van -2 naar 0). Oxidatie = **anode**

Opgave 4

Gegeven de volgende redoxreactie:

$Zn + I_3^- \rightarrow Zn^{2+} + 3\ I^-$

a Geef de halfreacties.

Zink wordt 2+ en geeft dus 2 e weg. Oxidatie aan de anode: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e$

Jood ($I_3^- = I_2 + I^-$) gaat van 0 naar 1-. I_2 neemt dus 2 e op. Reductie aan de kathode: $I_3^- + 2\ e \rightarrow 3\ I^-$

b Bereken de standaardbronpotentiaal.

$V_{bron} = V_k - V_a$

$V_k = 0{,}53\ V$ *reductiepotentiaal voor:* $I_3^- + 2\ e \rightarrow 3\ I^-$

$V_a = -0{,}76\ V$ *aan de anode vindt de oxidatie plaats:* $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e$

Omdat in de berekening van de bronspanning ($V_b = V_k - V_a$) al een min- teken staat voor de V_a, noteren we voor V_a de ***reductiepotentiaal****:* $V_a = +0{,}76\ V$

$V_b = 0{,}53 - (-0{,}76) =$ ***+1,29 V***

Maar je had dus ook kunnen stellen: $V_{bron} = V_k + V_a$

Met $V_k = 0{,}53\ V$ *en* $V_a = +0{,}76\ V$ *zodat:* $V_{bron} = 0{,}53 + 0{,}76 = 1{,}29\ V$

Opgave 5

Gegeven de volgende redoxreactie:

$3\ I^- + 2\ Cu^{2+} \rightarrow I_3^- + 2\ Cu^+$

a Geef de halfreacties.

Aan de kathode vindt de reductie plaats $Cu^{2+} + e \rightarrow Cu^+$

Aan de anode de oxidatie: $3\ I^- \rightarrow I_3^- + 2\ e$

b Bereken de standaardbronpotentiaal.

$V_{bron} = V_k - V_a$

V_k = 0,15 V reductiepotentiaal voor: $Cu^{2+} + e \rightarrow Cu^{+}$

V_a = 0,53V aan de anode vindt de oxidatie plaats: $3\ I^- \rightarrow I_3^- + 2\ e$

*Omdat in de bronspanning al een min- teken staat noteren we voor V_a de **reductiepotentiaal** voor:* $I_3^- + 2\ e \rightarrow 3\ I^-$

V_b = 0,15 - (0,53) = ***-0,38 V***

Opgave 6

Gegeven de volgende redoxreactie:

$Ce^{4+} + Fe^{2+} \rightarrow Ce^{3+} + Fe^{3+}$ ($c(H_2SO_4)$ = 1,0 mol/L)

a Geef de halfreacties.

Kathode: reductie. $Ce^{4+} + e \rightarrow Ce^{3+}$ *V_k = 1,44 V*

Anode: oxidatie. $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e$ *V_a = 0,68 V*

b Bereken de standaardbronpotentiaal.

V_b = 1,44 - 0,68 = ***+0,76*** *V*

Opgave 7

Gegeven de volgende redoxreactie:

$Br_2(aq) + 3\ I^- \rightarrow 2\ Br^- + I_3^-$

a Geef de halfreacties.

Kathode: reductie. $Br_2 + 2\ e \rightarrow 2\ Br^-$ *V_k = 1,09 V*

Anode: oxidatie. $3\ I^- \rightarrow I_3^- + 2\ e$ *V_a = 0,53 V*

b Bereken de standaardbronpotentiaal.

V_b = 1,09 - 0,53 = ***+0,56*** *V*

Opgave 8

Gegeven de volgende redoxreactie:

$Sn^{2+} + I_3^- \rightarrow Sn^{4+} + 3\ I^-$

a Geef de halfreacties.

Kathode: reductie. $I_3^- + 2\ e \rightarrow 3\ I^-$ $V_k = 0{,}53\ V$

Anode: oxidatie. $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2\ e$ $V_a = 0{,}15\ V$

b Bereken de standaardbronpotentiaal.

$V_b = 0{,}53 - 0{,}15 =$ ***+0,38*** *V*

Opgave 9

Gegeven de volgende redoxreactie:

$2\ AgCl(s) + Fe \rightarrow 2\ Ag(s) + 2\ Cl^- + Fe^{2+}$

a Geef de halfreacties.

Kathode: reductie. $AgCl(s) + e \rightarrow Ag(s) + Cl^-$ $V_k = 0{,}22\ V$

Anode: oxidatie. $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e$ $V_a = -0{,}44\ V$

b Bereken de standaardbronpotentiaal..

$V_b = 0{,}22 - (-0{,}44) =$ **+0,66** V

Opgave 10

Ga voor de opgaven 4 t/m 9 na of de voorgestelde reactie verloopt en geef in die gevallen de celnotatie, gebruik eventueel Pt als elektrode.

(4) $Zn \mid Zn^{2+} \parallel I_3^-, I^- \mid Pt$

(5) reactie loopt niet. *V_b = -0,38 V de reactie verloopt niet in de voorgestelde richting.*

(6) $Pt \mid Fe^{2+}; Fe^{3+} \parallel Ce^{4+}, Ce^{3+} \mid Pt$

(7) $Pt \mid I^-, I_3^- \parallel Br_2, Br^- \mid Pt$

(8) $Pt \mid Sn^{2+}\ Sn^{4+} \parallel I_3^-, I^- \mid Pt$

(9) $Fe \mid Fe^{2+} \;\|\; Cl^- \; AgCl(s) \mid Ag$

Opgave 11

Geef de somreactie en bepaal de standaardbronpotentiaal van elk van de onderstaande galvanische cellen. Pt is alleen elektrodemateriaal en neemt niet deel aan de reacties.

a $Pt \mid CrCl_2,\ CrCl_3 \;\|\; CoCl_2 \mid Co$

Kathode: reductie. $Co^{2+} + 2e \rightarrow Co$ $V_k = -0{,}28$ V

Anode: oxidatie. $Cr^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + e$ $V_a = -0{,}41$ V

Somreactie:

$2\,Cr^{2+} + Co^{2+} \rightarrow 2\,Cr^{3+} + Co$ $V_b = -0{,}28 - (-0{,}41) =$ **0,13** V

b $Pb \mid Pb(NO_3)_2 \;\|\; I_3^-,\ KI \mid Pt$

Kathode: reductie. $I_3^- + 2e \rightarrow 3\,I^-$ $V_k = 0{,}53$ V

Anode: oxidatie. $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e$ $V_a = -0{,}13$ V

Somreactie:

$Pb + I_3^- \rightarrow Pb^{2+} + 3\,I^-$ $V_b = 0{,}53 - (-0{,}13) =$ **0,66** V

c $Fe \mid FeSO_4 \;\|\; AgNO_3 \mid Ag$

Kathode: reductie. $Ag^+ + e \rightarrow Ag(s)$ $V_k = 0{,}80$ V

Anode: oxidatie. $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e$ $V_a = -0{,}44$ V

Somreactie:

$Fe + 2\,Ag^+ \rightarrow Fe^{2+} + 2\,Ag(s)$ $V_b = 0{,}80 - (-0{,}44) =$ **1,24** V

d $Pt \mid H_2,\ H_3O^+ \;\|\; Sn^{2+}, Sn^{4+} \mid Pt$

Kathode: reductie. $Sn^{4+} + 2e \rightarrow Sn^{2+}$ $V_k = 0{,}15$ V

Anode: oxidatie. $H_2 + 2\,H_2O \rightarrow 2\,H_3O^+ + 2e$ $V_a = 0{,}00$ V

Somreactie:

$H_2 + 2\,H_2O + Sn^{4+} \rightarrow 2\,H_3O^+ + Sn^{2+}$ $V_b = 0{,}15 - 0{,}00 =$ **0,15** V

e $Ni \mid Ni^{2+} \;\|\; Ce^{4+},\ Ce^{3+} \mid Pt$

$c(H_2SO_4) = 1$ mol/L

Kathode: reductie. $Ce^{4+} + e \rightarrow Ce^{3+}$ $V_k = 1{,}44$ V

Anode: oxidatie. $Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e$ $V_a = -0{,}25$ V

Somreactie: $Ni + 2\,Ce^{4+} \rightarrow Ni^{2+} + 2\,Ce^{3+}$ $V_b = 1{,}44 - (-0{,}25) =$ **1,69** V

Opgave 12

Hoe luidt de wet van Nernst voor onderstaande reactie?

$p\,K + q\,L + n\,e \rightarrow r\,M$

Concentraties boven de streep: de oxidatoren dus de deeltjes die gereduceerd worden.

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{n} \log \frac{[K]^p \cdot [L]^q}{[M]^r}$$

Opgave 13

Bereken de elektrode-potentiaal (t.o.v. de standaardwaterstofelektrode) bij kamertemperatuur van de volgende halfcellen:

a Cu │ $CuCl_2$ (0,0010 mol/L)

$Cu^{2+} + 2\,e \rightarrow Cu \qquad V^0 = 0{,}34\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[Cu^{2+}]}{1} \qquad V = 0{,}34 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{0{,}0010}{1} = \mathbf{0{,}25}\ V$$

b Pb │ $Pb(NO_3)_2$ (0,050 mol/L)

$Pb^{2+} + 2\,e \rightarrow Pb \qquad V^0 = -0{,}13\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[Pb^{2+}]}{1} \qquad V = -0{,}13 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{0{,}050}{1} = \mathbf{-\ 0{,}17}\ V$$

c Pt │ $FeCl_2$ (0,050 mol/L), $FeCl_3$ ($1{,}0 \times 10^{-6}$ mol/L)

$Fe^{3+} + e \rightarrow Fe^{2+} \qquad V^0 = 0{,}77\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{1} \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} \qquad V = 0{,}77 + \frac{0{,}0591}{1} \log \frac{1 \times 10^{-6}}{0{,}050} = \mathbf{0{,}49}\ V$$

d Pt | $[S_4O_6^{2-}]$ = 0,0050 mol/L), $[S_2O_3^{2-}]$ = 1,0 × 10^{-5} mol/L)

$S_4O_6^{2-} + 2\ e \rightarrow 2\ S_2O_3^{2-}$ $\quad V^0 = 0{,}10\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[S_4O_6^{2-}]}{[S_2O_3^{2-}]^2} \qquad V = 0{,}10 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{0{,}0050}{(1 \times 10^{-5})^2} = \mathbf{0{,}33}\ V$$

e Pt | $[I_3^-]$ = 0,010 mol/L, KI (0,50 mol/L)

$I_3^- + 2\ e \rightarrow 3\ I^-$ $\quad V^0 = 0{,}53\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[I_3^-]}{[I^-]^3} \qquad V = 0{,}53 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{0{,}010}{0{,}50^3} = \mathbf{0{,}50}\ V$$

f Pt | $[MnO_4^-]$ = 5,0 × 10^{-5} mol/L; $[Mn^{2+}]$ = 0,010 mol/L, pH = 1,00

$MnO_4^- + 8\ H_3O^+ + 5\ e \rightarrow Mn^{2+} + 12\ H_2O$ $\quad V^0 = 1{,}52\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{5} \log \frac{[MnO_4^-] \times [H_3O^+]^8}{[Mn^{2+}]} \qquad \text{pH = 1,0 dus } [H_3O^+] = 0{,}10 \text{ mol/L}$$

$$V = 1{,}52 + \frac{0{,}0591}{5} \log \frac{5{,}0 \times 10^{-5} \times 0{,}10^8}{0{,}010} = \mathbf{1{,}40}\ V$$

g Pt | $[Cr_2O_7^{2-}]$ = 1,0 × 10^{-6} mol/L, $[Cr^{3+}]$ = 0,050 mol/L, pH = 2,00

$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H_3O^+ + 6\ e \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 21\ H_2O$ $\quad V^0 = 1{,}36\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{6} \log \frac{[Cr_2O_7^{2-}] \times [H_3O^+]^{14}}{[Cr^{3+}]^2} \qquad \text{pH = 2,0 dus } [H_3O^+] = 0{,}010 \text{ mol/L}$$

$$V = 1{,}36 + \frac{0{,}0591}{6} \log \frac{1{,}0 \times 10^{-6} \times 0{,}01^{14}}{0{,}050^2} = \mathbf{1{,}05}\ V$$

Opgave 14

Bereken de bronspanning van elk van de volgende galvanische cellen (T = 298 K):

(de anodepotentiaal is steeds berekend als reductiepotentiaal en de bronspanning als verschil van reductiepotentialen: $V_b = V_k - V_a$)

a Zn | $ZnSO_4$ 0,010 mol/L) || $CuSO_4$ (0,010 mol/L) | Cu

Kathode: reductie. $Cu^{2+} + 2\,e \rightarrow Cu$ $\qquad V^0 = 0{,}34$ V

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[Cu^{2+}]}{1} \qquad V = 0{,}34 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{0{,}010}{1} = 0{,}281 \text{ V}$$

Anode: oxidatie. $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e$ $\qquad V^0 = -0{,}76$ V

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[Zn^{2+}]}{1} \qquad V = -0{,}76 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{0{,}010}{1} = -0{,}819 \text{ V}$$

$V_b = V_k - V_a$ $\qquad V_b = 0{,}281 - (-0{,}819) =$ ***1,10*** V

b Pt | I_3^- (0,0010 mol/L) || I_3^- (0,010 mol/L) | Pt
| KI (1,00 mol/L) || KI (0,10 mol/L) |

Kathode: reductie. $I_3^- + 2\,e \rightarrow 3\,I^-$ $\qquad V^0 = 0{,}53$ V

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[I_3^-]}{[I^-]^3} \qquad V = 0{,}53 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{0{,}010}{0{,}1^3} = 0{,}560 \text{ V}$$

Anode: oxidatie. $3\,I^- \rightarrow I_3^- + 2\,e$ $\qquad V^0 = 0{,}53$ V

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[I_3^-]}{[I^-]^3} \qquad V = 0{,}53 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{0{,}0010}{1^3} = 0{,}441 \text{ V}$$

$V_b = V_k - V_a$ $\qquad V_b = 0{,}56 - 0{,}44 =$ ***0,12*** V

c Pt | $FeCl_2$ (0,10 mol/L) | | $FeCl_2$ (0,010 mol/L) | Pt
| $FeCl_3$ ($1,0 \times 10^{-3}$ mol/L) | | $FeCl_3$ (0,50 mol/L) |

Kathode: reductie. $Fe^{3+} + e \rightarrow Fe^{2+}$ $V^0 = 0,77$ V

$$V = V^0 + \frac{0,0591}{1} \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} \qquad V = 0,77 + \frac{0,0591}{1} \log \frac{0,50}{0,010} = 0,870 \text{ V}$$

Anode: oxidatie. $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e$ $V^0 = 0,77$ V

$$V = V^0 + \frac{0,0591}{1} \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} \qquad V = 0,77 + \frac{0,0591}{1} \log \frac{0,0010}{0,10} = 0,652 \text{ V}$$

$V_b = V_k - V_a$ $V_b = 0,87 - 0,65 =$ ***0,22*** V

d Zn | $ZnSO_4$ (0,010 mol/L) | | $SnCl_2$ (0,10 mol/L) | Pt
| | | $SnCl_4$ (0,0050 mol/L) |

Kathode: reductie. $Sn^{4+} + 2e \rightarrow Sn^{2+}$ $V^0 = 0,15$ V

$$V = V^0 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{[Sn^{4+}]}{[Sn^{2+}]} \qquad V = 0,15 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,0050}{0,10} = 0,112 \text{ V}$$

Anode: oxidatie. $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e$ $V^0 = -0,76$ V

$$V = V^0 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{[Zn^{2+}]}{1} \qquad V = -0,76 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,010}{1} = -0,819 \text{ V}$$

$V_b = V_k - V_a$ $V_b = 0,112 - (-0,819) =$ ***0,93*** V

e Zn | $ZnSO_4$ ($1,0 \times 10^{-4}$ mol/L) | | $ZnSO_4$ 1,00 mol/L) | Zn

Kathode: reductie. $Zn^{2+} + 2\,e \rightarrow Zn \qquad V^0 = -0{,}76\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[Zn^{2+}]}{1} \qquad V = -0{,}76 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{1{,}00}{1} = -0{,}76\ V$$

Anode: oxidatie. $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e \qquad V^0 = -0{,}76\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[Zn^{2+}]}{1} \qquad V = -0{,}76 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{10^{-4}}{1} = -0{,}878\ V$$

$V_b = V_k - V_a \qquad V_b = 0{,}88 - (-0{,}76) =$ ***0,12*** V

f Pt | $[S_4O_6^{2-}] = 0{,}050$ mol/L | | $[Ag^+] = 0{,}010$ mol/L | Ag
| $[S_2O_3^{2-}] = 1{,}0 \times 10^{-5}$ mol/L) | |

Kathode: reductie. $Ag^+ + e \rightarrow Ag \qquad V^0 = 0{,}80\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{1} \log \frac{[Ag^+]}{1} \qquad V = 0{,}80 + \frac{0{,}0591}{1} \log \frac{0{,}010}{1} = 0{,}682\ V$$

Anode: oxidatie. $2\ S_2O_3^{2-} \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2\ e \qquad V^0 = 0{,}10\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[S_4O_6^{2-}]}{[S_2O_3^{2-}]^2} \qquad V = 0{,}10 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{0{,}050}{(1 \times 10^{-5})^2} = 0{,}357\ V$$

$V_b = V_k - V_a \qquad V_b = 0{,}682 - 0{,}357 =$ ***0,33*** V

g Pt | $[I_3^-] = 0{,}010$ mol/L | | $[Br_2] = 0{,}010$ mol/L | Pt
| KI (0,50 mol/L) | | KBr (0,50 mol/L) |

Kathode: reductie. $Br_2 + 2\,e \rightarrow 2\,Br^- \qquad V^0 = 1{,}09\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[Br_2]}{[Br^-]^2} \qquad V = 1{,}09 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{0{,}010}{0{,}50^2} = 1{,}049\ V$$

Anode: oxidatie. $3\ I^- \rightarrow I_3^- + 2\ e$ $V^0 = 0{,}53\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[I_3^-]}{[I^-]^3} \qquad V = 0{,}53 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{0{,}010}{0{,}50^3} = 0{,}498\ V$$

$V_b = V_k - V_a$ $V_b = 1{,}049 - 0{,}498 = \mathbf{0{,}55}\ V$

h Cu | $[Cu^{2+}] = 0{,}10$ mol/L || $[MnO_4^-] = 1{,}0 \times 10^{-6}$ mol/L | Cu
| || $[Mn^{2+}] = 0{,}0050$ mol/L |
| || H = 2,00 |

Kathode: reductie $MnO_4^- + 8\ H_3O^+ + 5\ e \rightarrow Mn^{2+} + 12\ H_2O$ $V^0 = 1{,}52\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{5} \log \frac{[MnO_4^-] \times [H_3O^+]^8}{[Mn^{2+}]} \qquad \text{pH} = 1{,}0 \text{ dus } [H_3O^+] = 0{,}10 \text{ mol/L}$$

$$V = 1{,}52 + \frac{0{,}0591}{5} \log \frac{10^{-6} \times 0{,}01^8}{0{,}005} = 1{,}287\ V$$

Anode: oxidatie $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e$ $V^0 = 0{,}34\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[Cu^{2+}]}{1} \qquad V = 0{,}34 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{0{,}10}{1} = 0{,}3105\ V$$

$V_b = V_k - V_a$ $V_b = 1{,}287 - 0{,}3105 = \mathbf{0{,}98}\ V$

i Cu | $[Cu^{2+}] = 0{,}10$ mol/L || $[Cr_2O_7^{2-}] = 1{,}0 \times 10^{-6}$ mol/L | Pt
| || $[Cr^{3+}] = 0{,}010$ mol/L |
| || pH = 1,50 |

Kathode: reductie $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H_3O^+ + 6\ e \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 21\ H_2O$ $V^0 = 1{,}36\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{6} \log \frac{[Cr_2O_7^{2-}] \times [H_3O^+]^{14}}{[Cr^{3+}]^2} \qquad \text{pH} = 1{,}5 \blacktriangleright [H_3O^+] = 3{,}16 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$V = 1{,}36 + \frac{0{,}0591}{6} \log \frac{10^{-6} \times (3{,}16 \times 10^{-2})^{14}}{0{,}010^2} = 1{,}133\ V$$

Anode: oxidatie $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\,e$ $V^0 = 0{,}34\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[Cu^{2+}]}{1} \qquad V = 0{,}34 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{0{,}10}{1} = 0{,}3105\ V$$

$V_b = V_k - V_a$ $V_b = 1{,}133 - 0{,}3105 = \mathbf{0{,}82}\ V$

Opgave 15

Hoeveel tijd is nodig om met I = 0,500 A uit een koper(II)sulfaatoplossing, 500 mg koper neer te slaan?

$q = I \times t$
q: lading (C)
I: stroomsterkte (A)
t: tijd (s)

$n(e) = q / F$
$n(e)$: hoeveelheid elektronen (mol)
F: Faradayconstante (96485 C/mol)

$n = m / M$ ► 500 mg Cu is: 0,500 g / 63,55 g/mol = 0,00787 mol Cu

$Cu^{2+} + 2\,e \rightarrow Cu$ dus nodig: 2 x 0,00787 mol = 0,01574 mol elektronen

$n(e) = q / F$ ► 0,01574 mol = q / 96485 C/mol ► q = 1518 C

$q = I \times t$ ► 1518 C = 0,500 A x t (s) t = 3036 s ► **50,6** min

Of natuurlijk sneller: $n(e) = I \times t / F$ 0,01574 = 0,5 x t / 96485 ► t = 3036 s

Opgave 16

Hoeveel mg lood wordt elektrolytisch neergeslagen als men gedurende 10,0 minuten een stroom van 1,00 A door een lood(II)nitraatoplossing leidt?

$n(e) = I \times t / F$ ► $n(e) = 1{,}00\ A \times 600\ s / 96485\ C/mol = 0{,}006219\ mol$

$Pb^{2+} + 2\,e \rightarrow Pb$ dus er slaat neer: 1/2 x 6,219 mmol = 3,11 mmol Pb

3,11 mmol Pb = 3,11 mmol x 207,2 mg/mmol = **644** mg

Opgave 17

Hoe groot moet de stroomsterkte ten minste zijn om uit een zilvernitraatoplossing in 15,0 minuten 0,500 g zilver te winnen?

0,500 g Ag = 0,500 g / 107,9 g/mol = 0,00464 mol Ag

$Ag^+ + e \rightarrow Ag$ *dus nodig: 0,00464 mol elektronen*

$n(e) = I \times t / F$ ► 0,00464 = $I \times 900\ s / 96485\ C/mol$ ► I = **0,497** A

Opgave 18

Tsja.. ontbrekende opgave.

Opgave 19

Hoe groot is de standaardbronpotentiaal voor een cel gebaseerd op elk van de volgende reacties?

a $Mg + I_3^- \rightarrow Mg^{2+} + 3\ I^-$

Anode, oxidatie: $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\ e$ $V^0 = -2,34\ V$

Kathode, reductie: $I_3^- + 2\ e \rightarrow 3\ I^-$ $V^0 = 0,53\ V$

$V_b = V_k - V_a$ $V_b = 0,53 - (-2,34) =$ ***2,87*** *V*

b $2\ Ce^{4+} + Sn^{2+} \rightarrow 2\ Ce^{3+} + Sn^{4+}$ ($c(H_2SO_4)$ = 1,0 mol/L)

Anode, oxidatie: $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2\ e$ $V^0 = 0,15\ V$

Kathode, reductie: $Ce^{4+} + e \rightarrow Ce^{3+}$ $V^0 = 1,44\ V$

$V_b = V_k - V_a$ $V_b = 1,44 - 0,15 =$ ***1,29*** *V*

c $Cl_2 + 3\ I^- \rightarrow 2\ Cl^- + I_3^-$

Anode, oxidatie: $3\ I^- \rightarrow I_3^- + 2\ e$ $V^0 = 0,53\ V$

Kathode, reductie: $Cl_2 + 2\ e \rightarrow 2\ Cl^-$ $V^0 = 1,36\ V$

$V_b = V_k - V_a$ $V_b = 1,36 - 0,53 =$ ***0,83*** *V*

d $Hg_2Cl_2(s) + Fe \rightarrow 2\ Hg(l) + 2\ Cl^- + Fe^{2+}$

Anode, oxidatie: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e$ $V^0 = -0,44\ V$

Kathode, reductie: $Hg_2Cl_2(s) + 2\ e \rightarrow 2\ Hg(l) + 2\ Cl$ $V^0 = 0,27\ V$

$V_b = V_k - V_a$ $V_b = 0,27 - (-0,13) =$ ***0,71*** *V*

Opgave 20

Geef de somreactie en bepaal de standaardbronpotentiaal van elk van de volgende galvanische cellen:

a Pb $|Pb^{2+}$ $||$ Fe^{3+}, Fe^{2+} $|$ Pt

Kathode,reductie: $Fe^{3+} + e \rightarrow Fe^{2+}$ $V_k = 0,77$ V

Anode, oxidatie: $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e$ $V_a = -0,13$ V

Somreactie: $2\ Fe^{3+} + Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2\ Fe^{2+}$ $V_b = 0,77 - (-0,13) =$ **0,90** V

b Zn $|$ Zn^{2+} $||$ Ag+ $|$ Ag

Kathode,reductie: $Ag^{+} + e \rightarrow Ag$ $V_k = 0,80$ V

Anode, oxidatie: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e$ $V_a = -0,76$ V

Somreactie: $2\ Ag^{+} + Zn \rightarrow 2\ Ag + Zn^{2+}$ $V_b = 0,80 - (-0,76) =$ **1,56** V

c Cu $|$ Cu^{2+} $||$ Sn^{2+}, Sn^{4+} $|$ Pt

Kathode,reductie: $Sn^{4+} + 2\ e \rightarrow Sn^{2+}$ $V_k = 0,15$ V

Anode, oxidatie: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e$ $V_a = 0,34$ V

Somreactie: $Sn^{4+} + Cu \rightarrow Sn^{2+} + Cu^{2+}$ $V_b = 0,15 - 0,34 =$ **-0,19** V

Opgave 21

Bereken de elektrode-potentiaal (t.o.v. de standaardwaterstofelektrode) bij kamertemperatuur van de volgende halfcellen:

a Al $|$ $AlCl_3$(aq) (0,050 mol/L)

$Al^{3+} + 3\ e \rightarrow Al$ $V^0 = -1,66$ V

$$V = V^0 + \frac{0,0591}{3} \log \frac{[Al^{3+}]}{1} \qquad V = -1,66 + \frac{0,0591}{3} \log \frac{0,050}{1} = \mathbf{-1,69}\ V$$

b Sn $|$ $Sn(NO_3)_2$(aq) (0,50 mol/L)

$Sn^{2+} + 2\ e \rightarrow Sn$ $V^0 = -0,14$ V

$$V = V^0 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{[Sn^{2+}]}{1} \qquad V = -0,14 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,50}{1} = \mathbf{-0,15}\ V$$

c Pt │ $HClO_3$ (0,10 mol/L); Cl_2 (1,0 mol/L)

$2\ ClO_3^- + 12\ H_3O^+ + 10\ e \rightarrow Cl_2 + 18\ H_2O \qquad V^0 = 1,47\ V$

$$V = V^0 + \frac{0,0591}{10} \log \frac{[ClO_3^-]^2 \times [H_3O^+]^{12}}{[Cl_2]}$$

$$V = 1,47 + \frac{0,0591}{10} \log \frac{0,10^2 \times 0,10^{12}}{1,0} = \mathbf{1,39}\ V$$

d Pt │ $[S_4O_6^{2-}] = 1,0 \times 10^{-6}$ mol/L; $[S_2O_3^{2-}] = 0,020$ mol/L

$S_4O_6^{2-} + 2\ e \rightarrow 2\ S_2O_3^{2-} \qquad V^0 = 0,10\ V$

$$V = V^0 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{[S_4O_6^{2-}]}{[S_2O_3^{2-}]^2} \qquad V = 0,10 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{1,0 \times 10^{-6}}{0,020^2} = \mathbf{0,023}\ V$$

Opgave 22

Bereken de bronspanning van elk van de volgende galvanische cellen (T = 298 K):

a Zn │ $ZnSO_4$(aq) 0,010 mol/L) ‖ $CuSO_4$(aq) (0,010 mol/L) │ Cu

Kathode, reductie: $Cu^{2+} + 2\ e \rightarrow Cu \qquad V^0 = 0,34\ V$

$$V = V^0 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{[Cu^{2+}]}{1} \qquad V = 0,34 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,010}{1} = 0,281\ V$$

Anode: oxidatie. $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e \qquad V^0 = -0,76\ V$

$$V = V^0 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{[Zn^{2+}]}{1} \qquad V = -0,76 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,010}{1} = -0,819\ V$$

$V_b = V_k - V_a \qquad V_b = 0,281 - (-0,819) = \mathbf{1,10}\ V$

(Beide halfcellen hebben 0,01 mol/L, uitwisseling 2 e. Je kan daarom ook meteen stellen: $V_b = V_k - V_a$ $V_b = 0,34 - (-0,76) = 1,10$ V.)

b Pt │ I_3^- (0,0500 mol/L) ‖ I_3^- (0,010 mol/L) │ Pt
│ KI (0,0020 mol/L) ‖ KI (0,0010 mol/L) │

Kathode: reductie. $I_3^- + 2\,e \rightarrow 3\,I^-$ $\quad V^0 = 0{,}53\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[I_3^-]}{[I^-]^3} \qquad V = 0{,}53 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{0{,}010}{0{,}001^3} = 0{,}737\ V$$

Anode: oxidatie. $3\,I^- \rightarrow I_3^- + 2\,e$ $\quad V^0 = 0{,}53\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[I_3^-]}{[I^-]^3} \qquad V = 0{,}53 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{0{,}050}{0{,}002^3} = 0{,}731\ V$$

$V_b = V_k - V_a$ $\quad V_b = 0{,}737 - 0{,}731 = \mathbf{0{,}006}\ V$

c Pt | $SnCl_2$(aq) (0,010 mol/L) | | $SnCl_2$(aq) (0,010 mol/L) | Pt
| $SnCl_4$(aq) (1,0 × 10^{-3} mol/L) | | $SnCl_4$(aq) (0,50 mol/L) |

Kathode: reductie. $Sn^{4+} + 2\,e \rightarrow Sn^{2+}$ $\quad V^0 = 0{,}15\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[Sn^{4+}]}{[Sn^{2+}]} \qquad V = 0{,}15 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{0{,}50}{0{,}010} = 0{,}20\ V$$

Anode: oxidatie. $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2\,e$ $\quad V^0 = 0{,}15\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{[Sn^{4+}]}{[Sn^{2+}]} \qquad V = 0{,}15 + \frac{0{,}0591}{2} \log \frac{1{,}0 \times 10^{-3}}{0{,}010} = 0{,}12\ V$$

$V_b = V_k - V_a$ $\quad V_b = 0{,}20 - 0{,}12 = \mathbf{0{,}08}\ V$

d Zn | $ZnSO_4$ (0,010 mol/L) | | $FeCl_2$ (0,10 mol/L) | Pt
| | | $FeCl_3$ (0,0050 mol/L) | Pt

Kathode: reductie. $Fe^{3+} + e \rightarrow Fe^{2+}$ $\quad V^0 = 0{,}77\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{1} \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} \qquad V = 0{,}77 + \frac{0{,}0591}{1} \log \frac{0{,}0050}{0{,}10} = 0{,}693\ V$$

Anode: oxidatie. $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e$ $\quad V^0 = -0{,}76\ V$

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{2} \log [Zn^{2+}] \qquad V = -0{,}76 + \frac{0{,}0591}{2} \log 0{,}010 = -0{,}819\ V$$

2 1 2 1

$V_b = V_k - V_a$ $V_b = 0{,}693 - (-0{,}819) = \mathbf{1{,}51}$ V

e Pt | $FeSO_4$(aq) (1,0 × 10^{-4} mol/L) || $FeSO_4$(aq) (0,10 mol/L) | Fe
| $Fe_2(SO_4)_3$(aq) (0,010 mol/L) || $Fe_2(SO_4)_3$(aq) |
|| (1,0 × 10^{-4} mol/L) |

1 mol $Fe_2(SO_4)_3$ levert 2 mol Fe^{3+}

Kathode: reductie. $Fe^{3+} + e \rightarrow Fe^{2+}$ $V^0 = 0{,}77$ V

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{1} \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} \qquad V = 0{,}77 + \frac{0{,}0591}{1} \log \frac{2{,}0 \times 10^{-4}}{0{,}10} = 0{,}610 \text{ V}$$

Anode: oxidatie. $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e$ $V^0 = 0{,}77$ V

$$V = V^0 + \frac{0{,}0591}{1} \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} \qquad V = 0{,}77 + \frac{0{,}0591}{1} \log \frac{0{,}020}{1{,}0 \times 10^{-4}} = 0{,}906 \text{ V}$$

$V_b = V_k - V_a$ $V_b = 0{,}610 - 0{,}906 = \mathbf{-0{,}30}$ V

Opgave 23

Hoeveel tijd is nodig om met I = 1,500 A uit een cadmiumsulfaatoplossing, 500 mg cadmium neer te slaan?

$q = I \times t$ $n(e) = q / F$ $n(e) = I \times t / F$

n = m / M ► 500 mg Cd is: 0,500 g / 112,4 g/mol = 0,00445 mol Cd
$Cd^{2+} + 2\,e \rightarrow Cd$ dus nodig: 2 x 0,00445 mol = 0,00890 mol elektronen
n(e) = I x t / F 0,00890 = 1,5 x t / 96485 ► t = 572 s ► **9,5** min

Opgave 24

Hoe groot moet de stroomsterkte ten minste zijn om uit een kopersulfaatoplossing in 15,0 minuten 1,00 g koper te winnen?

1,00 g Cu = 1,00 g / 63,55 g/mol = 0,0157 mol Cu
$Cu^{2+} + 2\,e \rightarrow Cu$ *dus nodig: 2 x 0,0157 mol = 0,0315 mol elektronen*
n(e) = I x t / F ► 0,0315 = *I x 900 s / 96485 C/mol* ► *I* = **3,38** A