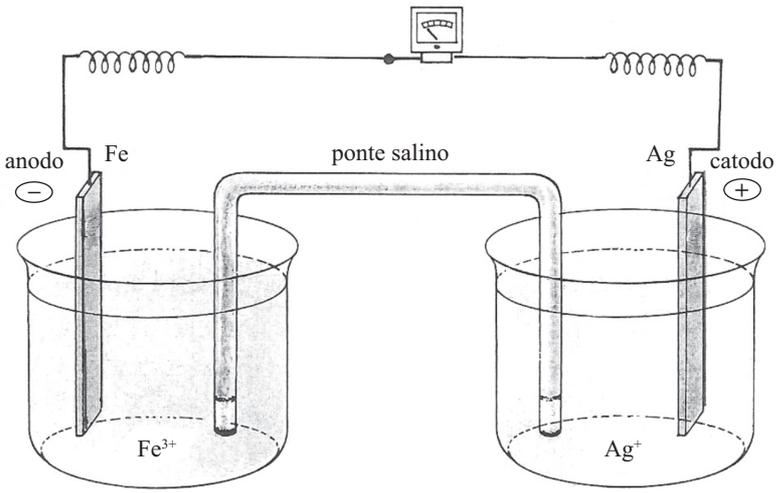
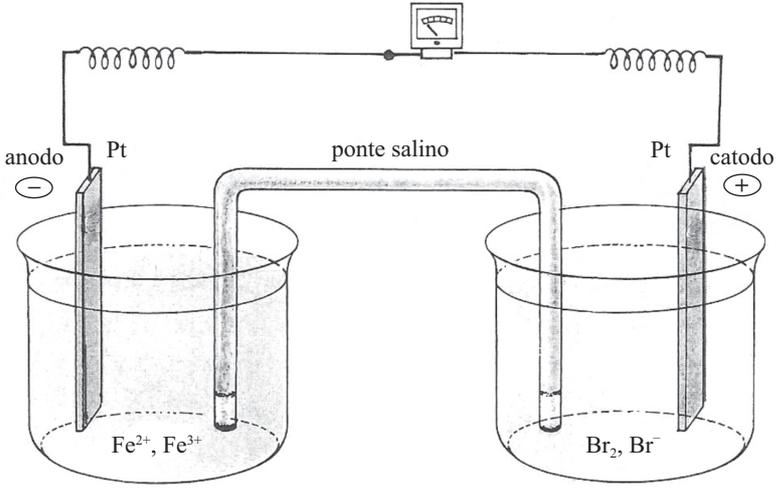


Brady Senese Pignocchino Chimica.blu © Zanichelli 2014  
Soluzione degli esercizi – Capitolo 23

Esercizio	Risposta
PAG 541 ES 1	Una cella galvanica è un dispositivo formato da due semicelle, ognuna contenente un elettrodo in contatto con un elettrolita. Nelle due semicelle avvengono, separatamente e contemporaneamente, la reazione di ossidazione e quella di riduzione.
PAG 541 ES 2	Il ponte salino serve a garantire l'elettroneutralità delle soluzioni, permettendo ai cationi di muoversi verso il catodo e agli anioni verso l'anodo.
PAG 541 ES 3	Perché altrimenti gli elettroni passerebbero direttamente da Cu ad Ag <sup>+</sup> e non ci sarebbe passaggio di corrente elettrica.
PAG 541 ES 4	All'anodo avviene una ossidazione ed è carico negativamente, al catodo avviene una riduzione ed è carico positivamente.
PAG 541 ES 5	Gli elettroni si spostano dall'anodo, dove vengono liberati durante l'ossidazione, verso il catodo, dove vengono utilizzati per la riduzione.
PAG 541 ES 6	$Mg(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + Cu(s)$ Per costruire la cella galvanica si allestisce una semicella contenente una barretta di Mg immersa in una soluzione di un suo sale, per esempio MgCl <sub>2</sub> , e una semicella contenente una barretta di Cu immersa in una soluzione di un suo sale, per esempio CuSO <sub>4</sub> . Al catodo avviene la riduzione degli ioni rame.
PAG 541 ES 7	$Al(s) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3e^{-}$ $Sn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Sn(s)$ Lo stagno forma il catodo e l'alluminio forma l'anodo.
PAG 541 ES 8	Il numero di elettroni scambiati: lo stagno perde due elettroni mentre il manganese ne acquista tre. Inoltre non sono bilanciate le cariche nette (+1 a sinistra e 0 a destra). $2MnO_4^{-} + 3Sn^{2+} + 2H_2O \rightarrow 3SnO_2 + 2MnO_2 + 4H^{+}$
PAG 541 ES 9	Bisogna sottrarre il potenziale standard di riduzione della sostanza che si ossida a quello della sostanza che si riduce.
PAG 541 ES 10	Joule/Coulomb. Rappresentano l'energia in Joule erogata dal passaggio di corrente elettrica. $1 V = 1 J / 1 C$ $1 A = 1 C / 1 s$ , quindi ampere × volt × secondi = $= 1 C / s \times 1 J / 1 C \times s = 1 J$ ; il prodotto di tali unità rappresenta l'energia erogata dal passaggio di corrente elettrica
PAG 541 ES 11	Non è possibile. La tendenza a ridursi di una specie chimica va misurata per confronto, dato che le reazioni di ossidazione e di riduzione devono avvenire simultaneamente.
PAG 541 ES 12	L'elettrodo a idrogeno è formato da un elettrodo di platino platinato (ovvero di platino ricoperto di platino finemente suddiviso), immerso in una soluzione in cui la concentrazione di ioni H <sup>+</sup> è pari a 1,00 M, su cui gorgoglia H <sub>2</sub> alla pressione di 1 atm. Alla temperatura di 25 °C il potenziale di riduzione di questa semicella è pari a 0,00 V.
PAG 541 ES 13	Il valore positivo del potenziale di riduzione è proprio delle specie chimiche che hanno una tendenza a ridursi maggiore dello ione H <sup>+</sup> . Al contrario, i valori negativi indicano, sempre rispetto all'idrogeno, un'attitudine a ridursi minore.

PAG 541 ES 14	-0,34 V
PAG 541 ES 15	The negative terminal of the voltmeter must be connected to the anode in order to obtain correct readings of the voltage that is generated by the cell.
PAG 541 ES 16	<p>Gli elettroni, nel circuito esterno, fluiscono dall'elettrodo di ferro (anodo) all'elettrodo di argento (catodo).</p> $\text{Fe}(s) + 3\text{Ag}^+(aq) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(aq) + 3\text{Ag}(s)$  <p>The diagram shows two beakers connected by a salt bridge labeled 'ponte salino'. The left beaker contains a solution of Fe<sup>3+</sup> and an iron electrode labeled 'anodo' with a minus sign (-). The right beaker contains a solution of Ag<sup>+</sup> and a silver electrode labeled 'catodo' with a plus sign (+). The electrodes are connected by an external circuit containing a voltmeter and two resistors.</p>
PAG 541 ES 17	<p>La soluzione anodica contiene ioni Fe<sup>2+</sup> e Fe<sup>3+</sup>, ottenuti per esempio solubilizzando FeCl<sub>2</sub> e FeCl<sub>3</sub>. Nella soluzione catodica si trovano Br<sub>2</sub> acquoso e ioni Br<sup>-</sup> (per esempio, da KBr).</p> <p>L'anodo è l'elettrodo in cui gli ioni Fe<sup>2+</sup> si ossidano a Fe<sup>3+</sup>.</p> $2\text{Fe}^{2+}(aq) + \text{Br}_2(aq) \rightarrow 2\text{Fe}^{3+}(aq) + 2\text{Br}^-(aq)$  <p>The diagram shows two beakers connected by a salt bridge labeled 'ponte salino'. The left beaker contains a solution of Fe<sup>2+</sup> and Fe<sup>3+</sup> and a platinum electrode labeled 'anodo' with a minus sign (-). The right beaker contains a solution of Br<sub>2</sub> and Br<sup>-</sup> and a platinum electrode labeled 'catodo' with a plus sign (+). The electrodes are connected by an external circuit containing a voltmeter and two resistors.</p>
PAG 541 ES 18	<p>La serie di attività si basa sulla diversa attitudine a ridursi/ossidarsi dei metalli.</p> <p>I metalli più attivi spostano dai rispettivi composti gli elementi che si ossidano meno facilmente.</p>
PAG 541 ES 19	$0,46 \text{ V} = E_{\text{Ag}^+}^\circ - E_{\text{Cu}^{2+}}^\circ$ $0,46 \text{ V} = E_{\text{Ag}^+}^\circ - 0,34 \text{ V}$ $E_{\text{Ag}^+}^\circ = +0,46 \text{ V} + 0,34 \text{ V} = +0,80 \text{ V}$

PAG 541 ES 20	$1,93 \text{ V} = E_{\text{Fe}^{2+}}^{\circ} - E_{\text{Mg}^{2+}}^{\circ}$ $1,93 \text{ V} = -0,44 \text{ V} - E_{\text{Mg}^{2+}}^{\circ}$ $E_{\text{Mg}^{2+}}^{\circ} = -0,44 \text{ V} - 1,93 \text{ V} = -2,37 \text{ V}$
PAG 541 ES 21	L'elettrodo positivo è l'anodo e quello negativo è il catodo.
PAG 541 ES 22	La conduzione metallica è dovuta al movimento di elettroni dall'anodo verso il catodo. La conduzione elettrolitica prevede il movimento degli ioni in soluzione o allo stato fuso.
PAG 541 ES 23	Perché gli ioni si spostano verso gli elettrodi (i cationi verso il catodo e gli anioni verso l'anodo), dove i cationi subiscono il processo di riduzione e gli anioni quello di ossidazione. Una volta che i prodotti delle reazioni si depositano o si liberano agli elettrodi, lasciano il posto ad altri ioni. Sono dunque queste reazioni a determinare il movimento degli ioni nella soluzione o nel fuso.
PAG 541 ES 24	<p>Perché in soluzione acquosa verrebbe ridotta e ossidata <math>\text{H}_2\text{O}</math> anziché gli ioni sodio e cloruro.</p> <p>Al catodo: <math>\text{Na}^+(l) + e^- \rightarrow \text{Na}(l)</math></p> <p>All'anodo: <math>2\text{Cl}^-(l) \rightarrow \text{Cl}_2(g) + 2e^-</math></p> <p><math>2\text{Na}^+(l) + 2\text{Cl}^-(l) \rightarrow 2\text{Na}(l) + \text{Cl}_2(g)</math></p>
PAG 541 ES 25	<p>Ossidazione: <math>2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{O}_2(g) + 4\text{H}^+(aq) + 4e^-</math></p> <p>Riduzione: <math>2\text{H}_2\text{O}(l) + 2e^- \rightarrow \text{H}_2(g) + 2\text{OH}^-(aq)</math></p>
PAG 541 ES 26	Al catodo il pH aumenta e all'anodo diminuisce. Il $\text{K}_2\text{SO}_4$ serve a mantenere l'elettroneutralità della soluzione nei pressi degli elettrodi, tramite la migrazione di $\text{K}^+$ verso il catodo e di $\text{SO}_4^{2-}$ verso l'anodo.
PAG 542 ES 27	1 F è la carica elettrica trasportata da 1 mol di elettroni e vale $9,65 \cdot 10^4$ C. Il prodotto fra l'intensità di corrente e il tempo fornisce la carica elettrica (in C), che divisa per $9,65 \cdot 10^4$ C dà il numero di moli di elettroni trasportate.
PAG 542 ES 28	Occorre più tempo per depositare 0,10 mol di Cr perché sono necessarie 0,30 mol di elettroni mentre per depositare 0,10 mol di Cu occorrono 0,20 mol di elettroni. Le moli di elettroni trasferite sono date da $I \cdot t / 9,65 \cdot 10^4$ e quindi sono proporzionali al tempo t in cui passa la corrente.
PAG 542 ES 29	Nella cella contenente $\text{Ag}^+$ perché per ridursi ad Ag acquista solo un elettrone, mentre $\text{Cu}^{2+}$ ha bisogno di due elettroni.
PAG 542 ES 30	In quella contenente Cu in quanto il rame ha una massa atomica maggiore del ferro.
PAG 542 ES 31	<p>a) <math>\text{Cd}(s) \rightarrow \text{Cd}^{2+}(aq) + 2e^-</math></p> <p><math>\text{Au}^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow \text{Au}(s)</math></p> <p><math>3\text{Cd}(s) + 2\text{Au}^{3+}(aq) \rightarrow 3\text{Cd}^{2+}(aq) + 2\text{Au}(s)</math></p> <p>b) <math>\text{Pb}(s) + \text{HSO}_4^-(aq) \rightarrow \text{PbSO}_4(s) + \text{H}^+(aq) + 2e^-</math></p> <p><math>\text{PbO}_2(s) + 3\text{H}^+(aq) + \text{HSO}_4^-(aq) + 2e^- \rightarrow \text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}</math></p> <p><math>\text{Pb}(s) + \text{PbO}_2(s) + 2\text{HSO}_4^-(aq) + 2\text{H}^+(aq) \rightarrow 2\text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}</math></p> <p>c) <math>\text{Cr}(s) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(aq) + 3e^-</math></p> <p><math>\text{Cu}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Cu}(s)</math></p> <p><math>2\text{Cr}(s) + 3\text{Cu}^{2+}(aq) \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(aq) + 3\text{Cu}(s)</math></p>
PAG 542 ES 32	<p>a) <math>\text{Zn}(s) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + 2e^-</math></p> <p><math>\text{Cr}^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow \text{Cr}(s)</math></p> <p><math>3\text{Zn}(s) + 2\text{Cr}^{3+}(aq) \rightarrow 3\text{Zn}^{2+}(aq) + 2\text{Cr}(s)</math></p> <p>b) <math>\text{Fe}(s) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(aq) + 2e^-</math></p>

	$\text{Br}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-(\text{aq})$ $\text{Br}_2(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Br}^-(\text{aq}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ c) $\text{Mg}(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$ $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$ $\text{Mg}(\text{s}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Sn}(\text{s}) + \text{Mg}^{2+}(\text{aq})$
PAG 542 ES 33	a) $\text{Fe}(\text{s})   \text{Fe}^{2+}(\text{aq})    \text{Cd}^{2+}(\text{aq})   \text{Cd}(\text{s})$ b) $\text{Pt}(\text{s})   \text{Br}^-(\text{aq}), \text{Br}_2(\text{aq})    \text{Cl}_2(\text{g}), \text{Cl}^-(\text{aq})   \text{Pt}(\text{s})$ c) $\text{Ag}(\text{s})   \text{Ag}^+(\text{aq})    \text{Au}^{3+}(\text{aq})   \text{Au}(\text{s})$
PAG 542 ES 34	a) $\text{Pt}(\text{s})   \text{Fe}^{3+}(\text{aq}), \text{Fe}^{2+}(\text{aq})    \text{NO}_3^-(\text{aq}), \text{NO}(\text{g}), \text{H}^+(\text{aq})   \text{Pt}(\text{s})$ b) $\text{Ag}(\text{s})   \text{Ag}^+(\text{aq})    \text{NiO}_2(\text{s})   \text{Ni}^{2+}(\text{aq}), \text{H}^+(\text{aq})   \text{Pt}(\text{s})$ c) $\text{Mg}(\text{s})   \text{Mg}^{2+}(\text{aq})    \text{Cd}^{2+}(\text{aq})   \text{Cd}(\text{s})$
PAG 542 ES 35	a) $E^\circ_{\text{cella}} = 0,00 - 0,34 = -0,34 \text{ V}$ , non spontanea b) $E^\circ_{\text{cella}} = 0,96 - 0,34 = +0,62 \text{ V}$ , spontanea c) $E^\circ_{\text{cella}} = 1,07 - 1,63 = -0,56 \text{ V}$ , non spontanea d) $E^\circ_{\text{cella}} = -0,74 + 0,76 = +0,02 \text{ V}$ , spontanea.
PAG 542 ES 36	$\text{Sn}(\text{s}); \text{Br}^-(\text{aq}); \text{Zn}(\text{s}); \text{I}^-(\text{aq})$
PAG 542 ES 37	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}); \text{Au}^{3+}(\text{aq}); \text{PbO}_2(\text{s}); \text{NiO}_2(\text{s})$
PAG 542 ES 38	a) $E^\circ_{\text{cella}} = -0,40 + 0,44 = 0,04 \text{ V}$ b) $E^\circ_{\text{cella}} = +1,07 - 1,36 = -0,29 \text{ V}$ c) $E^\circ_{\text{cella}} = +1,42 - 0,80 = 0,62 \text{ V}$
PAG 542 ES 39	a) $E^\circ_{\text{cella}} = +0,96 - 0,77 = 0,19 \text{ V}$ b) $E^\circ_{\text{cella}} = +1,93 \text{ V} - 0,80 \text{ V} = +1,13 \text{ V}$ c) $E^\circ_{\text{cella}} = -0,40 + 2,37 = 1,97 \text{ V}$
PAG 542 ES 40	a) sì b) no c) sì
PAG 542 ES 41	a) no b) sì c) sì
PAG 542 ES 42	$E^\circ_{\text{cella}} = 1,51 - 0,77 = 0,74 \text{ V}$
PAG 542 ES 43	$E^\circ_{\text{cella}} = 0,80 + 0,44 = 1,24 \text{ V}$
PAG 543 ES 44	a) $\text{Zn}(\text{s})   \text{Zn}^{2+}(\text{aq})    \text{Co}^{2+}(\text{aq})   \text{Co}(\text{s})$ $E^\circ_{\text{cella}} = -0,28 + 0,76 = 0,48 \text{ V}$ catodo = Co, anodo = Zn b) $\text{Mg}(\text{s})   \text{Mg}^{2+}(\text{aq})    \text{Ni}^{2+}(\text{aq})   \text{Ni}(\text{s})$ $E^\circ_{\text{cella}} = -0,25 + 2,37 = 2,12 \text{ V}$ catodo = Ni, anodo = Mg c) $\text{Sn}(\text{s})   \text{Sn}^{2+}(\text{aq})    \text{Au}^{3+}(\text{aq})   \text{Au}(\text{s})$ $E^\circ_{\text{cella}} = 1,42 + 0,14 = 1,56 \text{ V}$ catodo = Au, anodo = Sn
PAG 543 ES 45	a) $\text{Cu}(\text{s})   \text{Cu}^{2+}(\text{aq})    \text{BrO}_3^-(\text{aq}), \text{Br}^-(\text{aq}), \text{H}^+(\text{aq})   \text{Pt}(\text{s})$ $E^\circ_{\text{cella}} = 1,44 - 0,34 = 1,10 \text{ V}$ catodo = Pt, anodo = Cu b) $\text{Pt}(\text{s})   \text{Fe}^{2+}(\text{aq}), \text{Fe}^{3+}(\text{aq})    \text{Ag}^+(\text{aq})   \text{Ag}(\text{s})$ $E^\circ_{\text{cella}} = 0,80 - 0,77 = 0,03 \text{ V}$ catodo = Ag, anodo = Pt

	<p>c) <math>\text{Pt}(s) \mid \text{NO}(g), \text{NO}_3^-(aq), \text{H}^+(aq) \parallel \text{MnO}_4^-(aq), \text{Mn}^{2+}(aq), \text{H}^+(aq) \mid \text{Pt}(s)</math>  <math>E^\circ_{\text{cella}} = 1,51 - 0,96 = 0,55 \text{ V}</math>  catodo = Pt(Mn), anodo = Pt(NO<sub>3</sub><sup>-</sup>)</p>
PAG 543 ES 46	$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{I}^- \rightarrow 3\text{I}_2 + \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$ $E^\circ_{\text{cella}} = 1,44 - 0,54 = 0,90 \text{ V}$
PAG 543 ES 47	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{Pb} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ $E^\circ_{\text{cella}} = 1,23 + 0,27 = 1,50 \text{ V}$
PAG 543 ES 48	$4\text{HClO} + 2\text{H}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
PAG 543 ES 49	$\text{Br}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow 2\text{Br}^- + \text{I}_2$
PAG 543 ES 50	Reazione non spontanea
PAG 543 ES 51	Reazione spontanea
PAG 543 ES 52	$E_{\text{cella}} = 0,72 \text{ V}$
PAG 543 ES 53	0,155 V
PAG 543 ES 54	$\text{Cu}^{2+}(aq) + 2\text{Ag}(s) + 2\text{Cl}^-(aq) \rightarrow \text{Cu}(s) + 2\text{AgCl}(s)$ $E^\circ_{\text{cella}} = 0,3419 \text{ V} - 0,2223 \text{ V} = 0,1196 \text{ V}$ $E_{\text{cella}} = 0,1196 \text{ V} - \frac{0,0592 \text{ V}}{2} \log \frac{1}{[\text{Cu}^{2+}][\text{Cl}^-]^2}$ $0,0925 \text{ V} = 0,1196 \text{ V} - 0,0296 \text{ V} \times \log (1/[\text{Cl}^-]^2)$ , da cui si ottiene: $[\text{Cl}^-] = 0,349 \text{ M}$
PAG 543 ES 55	$E_{\text{cell}} = 2,05 + 0,0592$ $\log([\text{H}^+][\text{HSO}_4^-])$
PAG 543 ES 56	Al catodo si riduce H <sub>2</sub> O perché ha potenziale di riduzione maggiore di K <sup>+</sup> . All'anodo si ossida H <sub>2</sub> O perché ha potenziale di ossidazione maggiore di SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> . Si ricorda che i potenziali di ossidazione delle specie chimiche in tabella 23.1 hanno lo stesso valore assoluto dei potenziali di riduzione, ma segno opposto.
PAG 543 ES 57	Al catodo si riduce Ni <sup>2+</sup> (aq), che ha potenziale di riduzione maggiore di Zn <sup>2+</sup> (aq) e H <sub>2</sub> O. All'anodo si ossida H <sub>2</sub> O, avendo potenziale di riduzione minore di SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (aq) e, quindi, potenziale di ossidazione maggiore. $2\text{Ni}^{2+}(aq) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{Ni}(s) + \text{O}_2(g) + 4\text{H}^+(aq)$
PAG 543 ES 58	Al catodo si deposita stagno metallico.
PAG 544 ES 59	a) $2,40 \times 10^3 \text{ C}$ b) $1,20 \times 10^4 \text{ C}$ c) $3,24 \times 10^4 \text{ C}$
PAG 544 ES 60	a) $0,0249 \text{ mol } e^-$ b) $0,124 \text{ mol } e^-$ c) $0,336 \text{ mol } e^-$
PAG 544 ES 61	a) $0,40 \text{ mol } e^-$ b) $0,70 \text{ mol } e^-$ c) $4,50 \text{ mol } e^-$ d) $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol } e^-$
PAG 544 ES 62	$0,412 \text{ mol } e^-; 1,29 \text{ mol } e^-$

PAG 544 ES 63	$0,111 \text{ mol } e^-, 3,71 \times 10^{-2} \text{ mol Cr}$
PAG 544 ES 64	44,6 min
PAG 544 ES 65	Massa $\text{Fe}(\text{OH})_2 = 2,68 \text{ g}$
PAG 544 ES 66	Massa $\text{Cl}_2 = 3,28 \text{ g}$
PAG 544 ES 67	51,6 ore
PAG 544 ES 68	6,04 ore
PAG 544 ES 69	66,2 A
PAG 544 ES 70	$5,08 \times 10^4 \text{ A}$
PAG 544 ES 71	$2\text{H}_2\text{O}(l) + 2e^- \rightarrow \text{H}_2(g) + 2\text{OH}^-(aq)$ $25,0 \text{ min} \times 60 \text{ s/min} = 1,50 \times 10^3 \text{ s}$ $\text{mol OH}^- = (15,5 \text{ ml H}^+) \left( \frac{0,250 \text{ mol H}^+}{1000 \text{ ml H}^+} \right) \times \left( \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol H}^+} \right) =$ $= 3,87 \times 10^{-3} \text{ mol OH}^-$ $\text{coulomb} = (3,87 \times 10^{-3} \text{ mol OH}^-) \times \left( \frac{2 \text{ mol } e^-}{2 \text{ mol OH}^-} \right) \left( \frac{96,500 \text{ C}}{1 \text{ mol } e^-} \right) =$ $= 3,74 \times 10^2 \text{ C}$ $3,74 \times 10^2 \text{ C} / 1,50 \times 10^3 \text{ s} = 0,250 \text{ A}$
PAG 544 ES 72	<p>Il volume da depositare si ottiene moltiplicando l'area per lo spessore. Dal prodotto del volume per la densità otteniamo la massa dell'argento e, data la massa atomica, possiamo calcolare il numero delle moli del metallo.</p> <p>La semireazione indica che le moli degli elettroni sono uguali alle moli di argento. Moltiplicando le moli di elettroni per la costante di Faraday otteniamo il numero di coulomb necessari e, infine, dividendo i coulomb per l'intensità di corrente, espressa in ampere, otteniamo i secondi.</p> <p>Tempo: 3,9 minuti</p>
PAG 544 ES 73	<p>Reazione all'anodo: <math>2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^-</math></p> <p>Come si vede, il rapporto fra moli di elettroni e moli di <math>\text{H}^+</math> è 1:1. Dividendo il numero di moli di <math>\text{H}^+</math> per il volume espresso in litri, si ottiene <math>[\text{H}^+]</math> e si calcola il pH.</p> <p>pH = 1,126</p>
PAG 544 ES 74	<p>First we calculate the number of electrons passed through the cell in 2 hours:</p> $0.100 \text{ A}(2.00 \text{ hr}) \left( \frac{3600 \text{ sec}}{1 \text{ hr}} \right) \left( \frac{1 \text{ mol } e^-}{96,500 \text{ C}} \right) = 7.46 \times 10^{-3} \text{ mol } e^-.$ <p>Next, determine the change in molarity for the nickel half-cell in which 2 moles of <math>e^-</math> are required for each mol of Ni:</p> $7.46 \times 10^{-3} \text{ mol } e^- \left( \frac{\text{mole Ni}^{2+}}{2 \text{ mol } e^-} \right) = 3.73 \times 10^{-3} \text{ mol Ni}^{2+}$ <p>Increase in molarity of <math>\text{Ni}^{2+}</math> solution = <math>\left( \frac{3.73 \times 10^{-3} \text{ mol Ni}^{2+}}{0.125 \text{ L soln}} \right) = M'</math></p> <p>Final molarity of <math>\text{Ni}^{2+}</math> solution = <math>M' + 0.100 \text{ M}</math></p> <p>Use the same procedure to determine the change in molarity for the silver half-cell, this time, the concentration of the silver ion has decreased, not increased.</p> <p>Finally, use the Nernst equation, 21.8, to determine <math>E_{\text{cell}}</math>.</p>

PAG 544 ES 75	<p>mol <math>\text{Ag}^+ = \text{mol Zn}^{2+} = 1,00 \text{ M} \times 0,100 \text{ L} = 0,100 \text{ mol}</math>  carica, in coulomb, che ha attraversato il sistema:  <math>0,10 \text{ A} \times 15,00 \text{ h} \times 3600 \text{ h/s} = 5,4 \times 10^3 \text{ C}</math>  <math>\text{mol } e^- = 5,4 \times 10^3 \text{ C} / 96\,500 \text{ C/mol} = 5,6 \times 10^{-2} \text{ mol}</math>  <math>\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}; \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-</math>  <math>5,6 \times 10^{-2} \text{ mol } e^- \rightarrow 1 \text{ mol } \text{Ag}^+ / 1 \text{ mol } e^- = 5,6 \times 10^{-2} \text{ mol } \text{Ag}^+</math>  che hanno reagito  <math>5,6 \times 10^{-2} \text{ mol } e^- \times 1 \text{ mol } \text{Zn}^{2+} / 2 \text{ mol } e^- = 2,8 \times 10^{-2} \text{ mol } \text{Zn}^{2+}</math>  che si sono formate  <math>[\text{Ag}^+]_{\text{finale}} = (0,100 \text{ mol} - 0,056 \text{ mol}) / 0,100 \text{ L} = 0,44 \text{ M};</math>  <math>[\text{Zn}^{2+}]_{\text{finale}} = (0,100 \text{ mol} + 0,028 \text{ mol}) / 0,100 \text{ L} = 1,28 \text{ M}</math>  <math>E_{\text{cella}}^\circ = 0,80 - (-0,76) = 1,56 \text{ V}</math>  <math>E_{\text{cella}} = E_{\text{cella}}^\circ - \frac{0,0592 \text{ V}}{2} \log \frac{1,28}{(0,44)^2} = 1,54 \text{ V}</math></p>
PAG 544 ES 76	<p><math>\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe} \quad E_{\text{anodo}}^\circ = -0,44 \text{ V}</math>  <math>2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 \quad E_{\text{catodo}}^\circ = 0,00 \text{ V}</math>  <hr/> <math>2\text{H}^+ + \text{Fe} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Fe}^{2+} \quad E_{\text{cella}}^\circ = 0,44 \text{ V}</math>  <math>E_{\text{cella}} = E_{\text{cell}}^\circ - \frac{0,0592 \text{ V}}{N^\circ} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{H}^+]^2}</math>  <math>[\text{Fe}^{2+}] = 0,10 \text{ M}</math> <math>[\text{H}^+]</math> deriva dalla dissociazione dell'acido  <math>K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-]}{[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2]} = 1,8 \times 10^{-5}</math>  <math>[\text{H}^+] = [\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-] = x; [\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2] = 0,10 - x</math>  <math>1,8 \times 10^{-5} = x^2 / (0,10 - x) \text{ M};</math> poiché <math>x \ll [\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2]</math> allora  <math>[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2] = 0,10 - x = 0,10</math>  Risolvendo si ottiene <math>[\text{H}^+] = 1,34 \times 10^{-3} \text{ M}; n = 2</math>  <math>E_{\text{cella}} = 0,44 \text{ V} - \frac{0,0592 \text{ V}}{2} \log \frac{[0,10]}{[1,34 \times 10^{-3}]^2} = 0,30 \text{ V}</math></p>
PAG 544 ES 77	Intensità di corrente = 247 A