

Lösungen	Punkte/Anforderungsbereich			Kommentare	
	I	II	III		
<p>a) Lithium hat ein sehr hohes Standardpotential und ist deshalb als Anode gut geeignet. In Verbindung mit anderen Halbzellen liefert eine Lithiumhalbzelle eine relativ hohe Potentialdifferenz. Außerdem ist Lithium ein leichtes Metall und kann zur Gewichtsreduktion eingesetzt werden.</p> <p>Aber Lithium reagiert spontan mit Wasser nach der Gleichung: $2 \text{Li} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{LiOH} + \text{H}_2$. Dabei löst sich Lithium auf und Wasserstoffgas entweicht. Das führt zum Zerstören der Halbzelle.</p> <p>Deshalb darf der Elektrolyt in lithiumhaltigen Zellen kein Wasser enthalten.</p>	1	3			
<p>b)</p> <div style="text-align: center;"> </div> <p>Anode: $\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^- \quad E_0 = -3,02 \text{ V}$ Kathode: $\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe} + \text{S}^{2-} \quad E_0 = -0,41 \text{ V}$</p> <hr style="border-top: 1px dashed black;"/> <p>Gesamt: $2 \text{Li} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow 2 \text{Li}^+ + \text{Fe} \quad \Delta E = 2,61 \text{ V}$</p> <p>Durch die Verwendung eines nichtwässrigen Lösungsmittels und durch Überspannungen an den Elektroden reduziert sich die theoretische Potentialdifferenz von 2,61 V auf ca. 1,8 V</p>	5				
<p>c) Nach der Nernst'schen Gleichung hängen die Potentiale an den Elektroden nach folgender Gleichung von den Konzentrationen der oxidierten bzw. reduzierten Form des Stoffes ab:</p> $E = E_0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{c(\text{Ox.})}{c(\text{Red.})}$	2				
		2	1	1	Lange zurückliegendes Thema
					Im Unterricht nicht behandelte Problematik

<p>In der Lithiumhalbzelle liegt die reduzierte Form (metallisches Li) in fester Form vor. Daher ändert sich die Konzentration $c(\text{Red.})$ praktisch nicht und auch das Verhältnis $c(\text{Ox.})/c(\text{Red.})$ bleibt annähernd konstant. Ähnliches gilt für die Kathode, wo $c(\text{Fe}) = c(\text{Red.})$ fest ist und als konstant angesehen werden kann. Wenn die Zelle einen Überschuss an Fe^{2+}-Ionen enthält, bleiben alle Konzentration bis zum Verbrauch von metallischem Li (limitierender Faktor) annähernd konstant und damit auch die Potentialdifferenz.</p>		2	2	Komplexe Argumentation
<p>d) $M(\text{LiI}) \approx 133,8 \text{ g/mol}$, $m(\text{LiI}) = 13,38 \text{ g}$ also $n(\text{LiI}) = 0,1 \text{ mol}$ und $c(\text{LiI}) = \frac{0,1 \text{ mol}}{0,1 \text{ l}} = 1 \text{ mol/l}$</p>	2			
<p>In der Lösung liegen also folgende Ionen in den angegebenen Konzentrationen vor: $c(\text{Li}^+) = 1 \text{ mol/l}$ $E = E_0 = -3,02 \text{ V}$ $c(\text{I}^-) = 1 \text{ mol/l}$ $E = E_0 = 0,54 \text{ V}$ $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \text{ mol/l}$ $E = 0 \text{ V} - 0,059 \text{ V}$ $\text{pH} = -0,413 \text{ V}$ $c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol/l}$ $E = 1,23 \text{ V} - 0,059 \text{ V}$ $\text{pH} = 0,817 \text{ V}$ Mit der Überspannung an für das letzte Potential ergibt sich $E(\text{OH}^-/\text{O}_2) = 0,817 \text{ V} + 0,53 \text{ V} = 1,347 \text{ V}$</p>		1 1 1 1 2	1	nicht trivial, erfordert Transfer der Schüler
<p>Mögliche Reaktionen: $\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$ $4 \text{ OH}^- \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\text{e}^-$ Tatsächlich beginnt die Elektrolyse bei ca. 0,9 V. An der Anode entsteht Iod nach der Halbgleichung $2 \text{ I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{ e}^-$ mit $E = +0,54 \text{ V}$ An der Kathode entsteht Wasserstoff nach der Halbgleichung $2 \text{ H}_3\text{O}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$ mit $E = -0,2065 \text{ V}$. Es scheiden sich also Wasserstoff und Iod ab.</p>	2	4		
	15	26	5	$\Sigma = 46$