

### 3.4. Fragen zur Elektrochemie

#### Redoxreaktionen und Redoxreihe (2)

Welche Reaktion ist zu erwarten, wenn man Chlorgas  $\text{Cl}_2$  in eine Lösung von Zinkiodid  $\text{ZnI}_2$  leitet? Begründe mit Hilfe der Redoxreihe und formuliere die Reaktionsgleichungen für Reduktion, Oxidation und Gesamtreaktion.

#### Lösung

Das Redoxpaar  $\text{I}^-/\text{I}_2$  steht in der Redoxreihe unter  $\text{Cl}^-/\text{Cl}_2$  und wird daher oxidiert: (1)

Oxidation:  $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$  (0,5)

Reduktion:  $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$  (0,5)

Gesamtreaktion:  $2 \text{I}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{Cl}^-$

#### Redoxreaktionen und Redoxreihe (2)

Welche Reaktion ist zu erwarten, wenn man Chlorgas  $\text{Cl}_2$  über Silber  $\text{Ag}$  leitet? Begründe mit Hilfe der Redoxreihe und formuliere die Reaktionsgleichungen für Reduktion, Oxidation und Gesamtreaktion.

#### Lösung

Das Redoxpaar  $\text{Ag}/\text{Ag}^+$  steht in der Spannungsreihe unter  $\text{Cl}^-/\text{Cl}_2$  und wird daher oxidiert: (1)

Oxidation:  $2 \text{Ag} \rightarrow 2 \text{Ag}^+ + 2\text{e}^-$  (0,5)

Reduktion:  $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$  (0,5)

Gesamtreaktion:  $2 \text{Ag} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Ag}^+ + 2 \text{Cl}^- (= 2 \text{AgCl})$

#### Redoxreaktionen und Redoxreihe (2)

Quecksilberoxid  $\text{HgO}$  und Zinkoxid  $\text{ZnO}$  werden erhitzt. Welches der beiden Salze zersetzt sich dabei in die Elemente und welches schmilzt unzersetzt? Begründe mit Hilfe der Redoxreihe und formuliere die Reaktionsgleichungen für Reduktion, Oxidation und Gesamtreaktion..

#### Lösung

Das Redoxpaar  $\text{Hg}/\text{Hg}^{2+}$  steht in der Spannungsreihe über  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}$  und wird daher leichter reduziert: (1)

Oxidation:  $\text{O}^{2-} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{e}^-$  (0,5)

Reduktion:  $2 \text{Hg}^{2+} + 4\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Hg}$  (0,5)

Gesamtreaktion:  $2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$

#### Elektrolyse (4)

Eine wässrige Kupfer-II-chlorid-Lösung wird elektrolysiert

- Beschreibe den Aufbau mit einer beschrifteten Skizze (4)
- Formuliere die Gleichungen für die Reaktionen an Anode und Kathode sowie für die Gesamtreaktion (2)
- Wieviel Liter Chlorgas erhält man, wenn 5g Kupfer abgeschieden sind? (2)

#### Elektrolyse (8)

Eine wässrige Zink-II-bromid-Lösung wird elektrolysiert

- Beschreibe den Aufbau mit einer beschrifteten Skizze (4)
- Formuliere die Gleichungen für die Reaktionen an Anode und Kathode sowie für die Gesamtreaktion (2)
- Wieviel g Brom erhält man, wenn 5g Zink abgeschieden sind? (2)

#### Galvanische Elemente (10)

Ein Daniell-Element besteht aus einer Kupferelektrode, die in eine 2-molare Kupfersulfatlösung taucht und einer Zinkelektrode, die in eine 0,0001 molare Zinksulfatlösung taucht. Die beiden Lösungen befinden sich in den beiden Schenkeln eines U-Rohres und sind durch eine poröse Membran halbwegs voneinander getrennt.

- Beschreibe den Aufbau mit einer beschrifteten Skizze (4)
- Formuliere die Gleichungen für die Reaktionen an Anode und Kathode sowie für die Gesamtreaktion (2)
- Ordne die Begriffe Oxidation und Reduktion den beiden Teilreaktionen zu. (1)
- Was passiert, wenn die poröse Membran fehlt? (1)
- Berechne die Spannung dieses Daniell-Elementes mit Hilfe der Nernstschen Gleichung. (2)

#### Nernstsche Gleichung (5)

Zeige anhand zweier Beispielrechnungen bei pH 0 und pH 10, dass die Zellspannung der Knallgaszelle unabhängig vom pH-Wert immer 1,23 Volt beträgt.

#### Nernstsche Gleichung (5)

Zeige anhand zweier Beispielrechnungen bei pH 5 und pH 14, dass die Zellspannung der Knallgaszelle unabhängig vom pH-Wert immer 1,23 Volt beträgt.

### Röstreduktionsverfahren (13)

Blei ist eines der wichtigsten Gebrauchsmetalle. Rohstoff für die Bleiherstellung ist Blei(II)-sulfid (Bleiglanz), PbS. Beim Röstreduktionsverfahren wird das Blei(II)-sulfid teilweise mit Sauerstoff umgesetzt, sodass Blei(II)-oxid entsteht (Reaktion A). Das restliche Blei(II)-sulfid reagiert unter Luftabschluss mit dem entstandenen Blei(II)oxid zu Blei (Reaktion B). Bei beiden chemischen Reaktionen entsteht als weiteres Produkt Schwefeldioxid.

- Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die Reaktionen A und B und benennen Sie für beide Reaktionen jeweils das Oxidations- und das Reduktionsmittel. (6)
- Welcher Anteil des eingesetzten Blei(II)-sulfids muss im ersten Reaktionsschritt umgesetzt werden, um im zweiten Schritt eine vollständige Reaktion zu Blei zu erreichen? (1)
- Wieviel Kubikmeter Schwefeldioxid werden bei der Herstellung von einer Tonne Blei unter Normalbedingungen freigesetzt? (3)
- Das Schwefeldioxid oxidiert an der Luft weiter zu Schwefeltrioxid, welches mit der Luftfeuchtigkeit Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$  bildet. Die Schwefelsäure im (sauren) Regen ist ein Hauptverursacher des Waldsterbens. Wieviel mol Schwefelsäure werden bei der Herstellung von einer Tonne Blei gebildet? (2)
- Das gebildete Schwefeltrioxid wird durch Berieselung mit Kalklauge  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (aq) gebunden. Das dabei gebildete Calciumsulfat kann als Gips an die Baustoffindustrie verkauft werden. Formulieren Sie die entsprechende Reaktionsgleichung. (1)

### Lösung

- A:  $2 \text{Pb}^{+II} \text{S}^{-II} + 3 \text{O}^{\pm 0}_2 \rightarrow 2 \text{Pb}^{+II} \text{O}^{-II} + 2 \text{S}^{+IV} \text{O}^{-II}_2 \Rightarrow$  Oxidationsmittel  $\text{O}^{\pm 0}$ , Reduktionsmittel  $\text{S}^{-II}$ . (3)  
B:  $\text{Pb}^{+II} \text{S}^{-II} + 2 \text{Pb}^{+II} \text{O}^{-II} \rightarrow 3 \text{Pb}^{\pm 0} + \text{S}^{+IV} \text{O}^{-II}_2 \Rightarrow$  Oxidationsmittel  $\text{Pb}^{+II}$ , Reduktionsmittel  $\text{S}^{-II}$ . (3)
- 2/3 für Reaktion A und 1/3 für Reaktion B (1)
- $\text{PbS} + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{Pb} + \text{SO}_2 \Rightarrow 1 \text{ t Pb} = 4,831 \text{ kmol Pb} \rightarrow 4,831 \text{ kmol SO}_2 = 108,2 \text{ m}^3 \text{ SO}_2$  (3)
- $\text{SO}_2 + 0,5 \text{ O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow 4,831 \text{ kmol SO}_2 \rightarrow 4,831 \text{ kmol H}_2\text{SO}_4$ . (2)
- $\text{SO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  (1)

### Bleiakku (17)

Ein geladener Bleiakкумуляtor besteht aus wabenförmigen Bleiplatten, die abwechselnd mit Bleipulver Pb und Blei(IV)-oxid  $\text{PbO}_2$  gefüllt sind. Als Elektrolyt wird Schwefelsäure mit einem Massenanteil  $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 38 \%$  und einer Dichte  $\rho = 1,28 \text{ g/ml}$  verwendet.

- Beschreiben Sie den Aufbau mit einer beschrifteten Skizze. (3)
- Berechnen Sie die Konzentration  $c(\text{H}_2\text{SO}_4)$  der Schwefelsäure in mol/l. (3)
- Erklären Sie mithilfe der Reaktionsgleichung für den Entladevorgang, warum die Schwefelsäurekonzentration ein Maß für den Ladezustand des Akkumulators ist. (3)
- Berechnen Sie die Nennspannung eines fabrikneuen geladenen Bleiakkus mit zwei Platten und  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5 \text{ mol/l}$ . Da  $\text{HSO}_4^-$  eine schwache Säure ist, kann die zweite Protolysestufe vernachlässigt werden (3)
- Nach längerer Betriebszeit ist  $c(\text{H}_2\text{SO}_4)$  auf 1 mol/l gesunken und es muss wieder geladen werden. Berechnen Sie die Spannung des entladenen Akkumulators. (1)
- Geben Sie die minimale Ladespannung an, vergleichen Sie mit der Zersetzungsspannung des Wassers und begründen Sie, warum bei dieser Spannung keine Knallgasbildung stattfindet. (3)
- 1 mol Elektronen  $e^-$  haben eine Ladung von 96 500 As. Der Akkumulator aus d) enthält einen Liter Schwefelsäure. Berechnen Sie seine Kapazität (= Ladung, die der Akku abgeben kann) in Ah. (2)

### Lösung

- Skizze mit Pluspol  $\text{PbO}_2$ , Minuspol Pb, Elektrolyt  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  (3)
- $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{38 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g Lösung}} = \frac{0,388 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{78,125 \text{ ml Lösung}} = \frac{0,388 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{0,078 \text{ l Lösung}} = 4,963 \text{ mol/l}$  (3)
- Pluspol:  $\text{PbO}_2(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}$  verbraucht  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1)  
Minuspol:  $\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2 \text{e}^-$  verbraucht ebenfalls  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1)
- $U_{\text{geladen}} = 1,68 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \log(5 \cdot 5^4) - (-0,36 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \log \frac{1}{5}) = 2,16 \text{ V}$  (3)
- $U_{\text{entladen}} = 1,68 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \log(1 \cdot 1^4) - (-0,36 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \log 1) = 2,04 \text{ V}$  (1)
- Ladespannung  $U_{\text{laden}} \approx 2,04 \text{ V}$ . Die Zersetzungsspannung des Wasser Anode:  $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$  und Kathode  $4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2$  beträgt 1,23 V. An den meisten Elektrodenmaterialien (außer Pt) ist aber die Überspannung durch Hemmung der Wasserstoffbildung so groß, dass die Zersetzung erst bei 5 - 10 V einsetzt. (3)
- $4 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 = 4 \text{ mol e}^- = 386 \text{ 000 As} = 107,2 \text{ Ah}$  (2)

### Chromgewinnung (12)

Chrom ist ein wichtiges Gebrauchsmetall und wird aus Chromeisenstein  $\text{FeCr}_2\text{O}_4$  durch Reduktion mit einer Eisen-Silicium-Legierung (Ferrosilicium  $\text{Fe}_x\text{Si}_{1-x}$ ) im Elektroofen gewonnen. Neben der  $\text{SiO}_2$ -haltigen Schlacke entsteht eine Eisen-Chrom-Legierung, das Ferrochrom.

- Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung für  $x = 0,2$  und benennen Sie Reduktions- und Oxidationsmittel. (4)
- Ferrochrom wird als Zuschlag für "rostfreie" Chromstähle benutzt. Chrom wird an feuchter Luft allerdings zu einem "Oxidhydrat" mit der vereinfachten Zusammensetzung  $\text{CrO}(\text{OH})$  oxidiert. Erläutern Sie die Vorgänge bei der Korrosion von chromhaltigem Eisen an feuchter Luft mit Hilfe einer Skizze und begründen Sie anhand der Redoxpotentiale. (8)

### Lösung

- $2 \text{FeCr}_2\text{O}_4 + 5 \text{Fe}_{0,2}\text{Si}_{0,8} \rightarrow \text{Fe}_3\text{Cr}_4 + 4 \text{SiO}_2$  mit Oxidationsmitteln Fe, Cr und Reduktionsmittel Si (4)
- $\text{Cr}/\text{Cr}^{3+}$  ( $U_{\text{H}}^0 = -0,74 \text{ V}$ ) ist unedler als  $\text{Fe}/\text{Fe}^{3+}$  ( $U_{\text{H}}^0 = -0,55 \text{ V}$ ) und dient als **Opferanode**: (1)  
**Kathode** (Eisen):  $3 \text{O}_2 + 12 \text{H}_2\text{O} + 12 \text{e}^- \rightarrow 12 \text{OH}^-$  (2)  
**Anode** (Chrom):  $\text{Cr} + 2 \text{O}_2 + 4 \text{OH}^- \rightarrow 4 \text{CrO}(\text{OH}) + 12 \text{e}^-$  ( $U_{\text{H}}^0 = -0,74 \text{ V}$ ) (2)  
Skizze mit Elektronenübergang (2)  
 $\text{CrO}(\text{OH})$  bildet einen luftdichten Überzug und verhindert weitere Korrosion (**Passivierung**) (1)

### Chromakku (18)

- Beschreiben Sie den möglichen Aufbau eines Chromakkus  $\text{Cr}|\text{Cr}^{3+}||\text{Cr}^{3+}|\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  mit einer beschrifteten Skizze. Geben Sie auch eine geeignetes Elektrodenmaterial und einen Elektrolyten an. (5)
- Berechnen Sie die Nennspannung des Chromakkus im geladenen Zustand bei  $[\text{H}^+] = 5 \text{ mol/l}$ ,  $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 1 \text{ mol/l}$  und  $[\text{Cr}^{3+}] = 0,001 \text{ mol/l}$  (5)
- Formulieren Sie die Gleichung für die Gesamtreaktion beim Entladen des Chromakkus und berechnen Sie  $[\text{H}^+]$  und  $[\text{Cr}^{3+}]$  im entladenen Zustand bei  $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 0,7 \text{ mol/l}$ . (4)
- Berechnen Sie die Nennspannung im entladenen Zustand. (2)
- Erklären Sie anhand der Skizze, warum ein Chromakku keine lange Lebensdauer hat und daher schwer verkäuflich sein wird. (2)

### Lösung

- Skizze mit **negativer Halbzelle**  $\text{Cr}|\text{Cr}^{3+}$  mit **Diaphragma** abgetrennt von **positiver Halbzelle** aus **Graphitelektrode** mit  $\text{Cr}^{3+}|\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , **Elektrolyt** z.B. Schwefelsäure ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ) (5)
- Minuspol:  $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^-$  (1)  
Pluspol:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$  (1)  
 $\Rightarrow U_{\text{geladen}} = 1,33 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{6} \log \frac{1 \cdot 5^{14}}{(10^{-3})^2} - (-0,74 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{3} \log(10^{-3})) = 2,28 \text{ V}$  (3)
- Gesamtreaktion  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 2 \text{Cr} + 14 \text{H}^+ \rightarrow 4 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$  (1)  
 $\Rightarrow 0,3 \text{ mol}$  verbrauchtes  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  werden  $4,2 \text{ mol H}^+$  verbraucht und  $1,2 \text{ mol Cr}^{3+}$  neu gebildet (1)  
 $\Rightarrow [\text{H}^+] = 5 - 4,2 = 0,8 \text{ mol/l}$  und  $[\text{Cr}^{3+}] = 0,001 + 1,2 = 1,201 \text{ mol/l}$  (2)
- $\Rightarrow U_{\text{entladen}} = 1,33 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{6} \log \frac{0,7 \cdot 0,8^{14}}{1,201^2} - (-0,74 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{3} \log 1,201) = 2,05 \text{ V}$  (2)
- Das  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  wird durch das Diaphragma diffundieren und direkt mit der Cr-Anode reagieren (siehe c)) (2)

### Mangangewinnung (14)

Mangan ist ein wichtiges Gebrauchsmetall und wird aus mangan- und eisenhaltigen Erzen ( $\text{MnO}_2$  und  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) durch Reduktion mit Koks im Hochofen gewonnen. Dabei erhält man neben Kohlenmonoxid eine Mangan-Eisen-Legierung in der Zusammensetzung  $\text{Fe}_x\text{Mn}_{1-x}$ , das Ferromangan.

- Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung für  $x = 0,2$  und benennen Sie Reduktions- und Oxidationsmittel. (4)
- Reines Mangan stellt man durch Elektrolyse von wässrigen  $\text{MnSO}_4$ -Lösungen her. Skizzieren Sie den Aufbau einer solchen Elektrolyse und geben Sie die Reaktionsgleichungen für Anode und Kathode an. (4)
- Berechnen Sie die minimale theoretische Zersetzungsspannung für die Elektrolyse einer 1-molaren  $\text{MnSO}_4$ -Lösung bei pH 7. (2)
- Berechnen Sie die tatsächlich zu erwartende Zersetzungsspannung bei einer Stromdichte von  $1 \text{ A/cm}^2$  und Elektroden aus Graphit. (1)
- Welche Spannung darf bei  $1 \text{ A/cm}^2$  und Graphit-Elektroden nicht überschritten werden, wenn man die Entwicklung von Wasserstoff an der Kathode vermeiden will? (3)

### Lösung

- a)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8 \text{MnO}_2 + 19 \text{C} \rightarrow 10 \text{Fe}_{0,2}\text{Mn}_{0,8} + 19 \text{CO}$  mit Oxmitteln Mn und Fe, Redmittel C (4)
- b) Anode:  $4 \text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^-$  (1)  
 Kathode:  $\text{Mn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}$  (1)  
 Skizze mit Elektronenübergängen (2)
- c)  $U = 0,82 \text{ V} - (-1,19 \text{ V}) = 2,01 \text{ V}$  bei  $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$  und  $[\text{Mn}^{2+}] = 1 \text{ mol/l}$  an platinieren Pt-Elektroden (2)
- d) Durch die Überspannung von  $1,24 \text{ V}$  für die  $\text{O}_2$ -Entwicklung bei  $1 \text{ A/cm}^2$  an Graphit erhält man  
 $U_{\text{min}} = 2,01 \text{ V} + 1,24 \text{ V} = 3,25 \text{ V}$  (1)
- e)  $U_{\text{max}} = 0,82 \text{ V} + 1,24 \text{ V} - (-0,42 \text{ V} - 1,03 \text{ V}) = 3,51 \text{ V}$  (3)

### Manganakku (18)

- a) Beschreiben Sie den möglichen Aufbau eines Mangankkus  $\text{Mn}|\text{Mn}^{2+}||\text{Mn}^{2+}|\text{MnO}_4^-$  mit einer beschrifteten Skizze. Geben Sie auch ein geeignetes Elektrodenmaterial und einen Elektrolyten an. (5)
- b) Berechnen Sie die Nennspannung des Mangankkus im geladenen Zustand bei  $[\text{H}^+] = 5 \text{ mol/l}$ ,  $[\text{MnO}_4^-] = 1 \text{ mol/l}$  und  $[\text{Mn}^{2+}] = 0,001 \text{ mol/l}$  (5)
- c) Formulieren Sie die Gleichung für die Gesamtreaktion beim Entladen des Mangankkus und berechnen Sie  $[\text{H}^+]$  und  $[\text{Mn}^{2+}]$  im entladenen Zustand bei  $[\text{MnO}_4^-] = 0,6 \text{ mol/l}$ . (4)
- d) Berechnen Sie die Nennspannung im entladenen Zustand. (2)
- e) Erklären Sie anhand der Skizze, warum ein Mangankku keine lange Lebensdauer hat und daher schwer verkäuflich sein wird. (2)

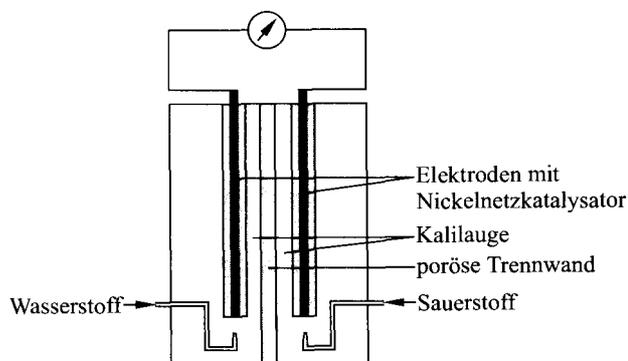
### Lösung

- a) Skizze mit **negativer Halbzelle**  $\text{Mn}|\text{Mn}^{2+}$  mit **Diaphragma** abgetrennt von **positiver Halbzelle** aus **Graphitelektrode** mit  $\text{Mn}^{2+}|\text{MnO}_4^-$ , **Elektrolyt** z.B. Schwefelsäure ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ) (5)
- b) Minuspol:  $\text{Mn} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2 \text{e}^-$  (1)  
 Pluspol:  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$  (1)  
 $\Rightarrow U_{\text{geladen}} = 1,51 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{5} \log \frac{1 \cdot 5^8}{10^{-3}} - (-1,19 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \log(10^{-3})) = 2,89 \text{ V}$  (3)
- c) Gesamtreaktion  $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{Mn} + 16 \text{H}^+ \rightarrow 7 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$  (1)  
 $\Rightarrow$  für  $0,4 \text{ mol}$  verbrauchtes  $\text{MnO}_4^-$  werden  $3,2 \text{ mol H}^+$  verbraucht und  $1,4 \text{ mol Mn}^{2+}$  neu gebildet (1)  
 $\Rightarrow [\text{H}^+] = 5 - 3,2 = 1,8 \text{ mol/l}$  und  $[\text{Mn}^{2+}] = 0,001 + 1,4 = 1,401 \text{ mol/l}$  (2)
- d)  $\Rightarrow U_{\text{entladen}} = 1,51 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{5} \log \frac{0,6 \cdot 1,8^8}{1,401} - (-1,19 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \log 1,401) = 2,72 \text{ V}$  (2)
- e) Das  $\text{MnO}_4^-$  wird mit  $\text{Mn}^{2+}$  zu festem  $\text{MnO}_2$  reagieren:  $2 \text{MnO}_4^- + 3 \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}^+ \rightleftharpoons 5 \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$  (2)

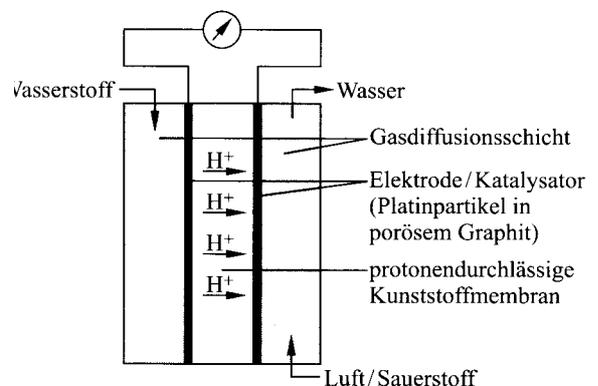
### Brennstoffzellen (7)

Gegenwärtig werden als mobile Energiequellen Brennstoffzellen weiterentwickelt. Zwei verschiedene Brennstoffzelltypen sind in den beiden folgenden Abbildungen dargestellt.

- a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die Elektrodenreaktionen der beiden Brennstoffzelltypen. Berücksichtigen Sie dabei deren unterschiedlichen Bau. (4)
- b) Geben Sie die Reaktionsgleichung für die Gesamtreaktion in den beiden Brennstoffzellen an. Bestimmen Sie für diese Reaktion die freie Reaktionsenthalpie unter Standardbedingungen. (3)



Alkalische Brennstoffzelle AFC mit Elektrolyt Kalilauge.



Brennstoffzelle mit protonendurchlässiger Kunststoffmembran PEMFC ohne wässrigen Elektrolyten. Anode und Kathode werden durch eine protonendurchlässige Kunststofffolie getrennt.

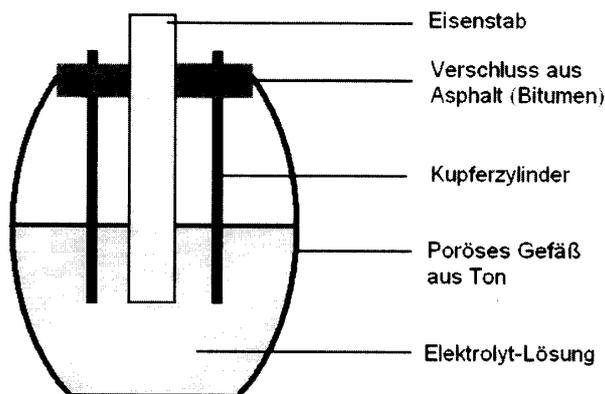
## Abitur H 2006 Aufgabe 4

In dem im Irak gelegenen Ort Khujat Tabua in der näheren Umgebung von Bagdad wurde 1936 bei archäologischen Grabungen in einer antiken Parthersiedlung ein rätselhafter Fund gemacht. Der Ausgrabungsleiter, Dr. Wilhelm König, lieferte folgende Beschreibung des gefundenen Relikts:

"Das Gerät besteht aus einer Tonflasche, einem Zylinder aus Kupferblech und einem Eisenstab. Die Flasche ist länglich oval aus weißlich gelbem Ton mit abgeplatteter Standfläche. Die Flasche ist 14 cm hoch und hat einen maximalen Durchmesser von 8 cm. Der Hals ist willkürlich entfernt und trägt rund um die Bruchstelle Spuren von Asphalt. Die Halsöffnung hat einen Durchmesser von 33 mm."

Die nebenstehende Abbildung zeigt einen Längsschnitt durch den Fund, wie er im intakten Zustand vermutlich ausgesehen hat.

Dr. König stellte mehrere Vermutungen über die Verwendung dieses Gerätes an. Unter anderem äußerte er als Erster, dass es sich um eine antike Batterie handeln könnte. Spätere Untersuchungen stützten diese Hypothese. So ging der Fund als "Batterie von Bagdad" in die Literatur ein.



- Bei späteren Versuchen, diese "Urbatterie" gemäß der obigen Abbildung zu rekonstruieren, wurde als Elektrolyt eine wässrige Essigsäurelösung der Konzentration  $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  gewählt, da den Parthern verdünnte Essigsäurelösung ähnlicher Konzentration als Speiseessig zur Verfügung stand. Begründen Sie unter Verwendung von Reaktionsgleichungen, welche Reaktionen in der "Batterie von Bagdad" bei geschlossenem Stromkreis ablaufen. Bedenken Sie bei ihren Überlegungen, dass durch den porösen Ton Luft diffundiert und somit im Elektrolyt gelöster Sauerstoff als reduzierbarer Stoff in Frage kommt. Die Potenziale betragen unter den genannten Bedingungen:  $E(\text{O}_2 + 4\text{H}^+ / 2\text{H}_2\text{O}) = +1,09 \text{ V}$  und  $E(2\text{H}^+ / \text{H}_2) = -0,14 \text{ V}$ . (6)
- Das Standardpotenzial des Redoxpaares  $\text{Fe} / \text{Fe}^{2+}$  kann experimentell bestimmt werden. Beschreiben Sie ein solches Experiment mit Hilfe einer beschrifteten Skizze. Berechnen Sie die Spannung der "Batterie von Bagdad" unter der Annahme, dass die Konzentration der Eisen-Ionen in der Elektrolytlösung bei sonst unveränderten Bedingungen  $c(\text{Fe}^{2+}) = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  beträgt. (6)
- Tatsächlich muss die Konzentration der Eisen(II)-Ionen in der Batterie geringer als  $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  gewesen sein. Begründen Sie, wie sich dies auf die Spannung auswirkte. (2)
- Die Parther waren Meister der Vergoldung von metallischen Gegenständen. Sie verwendeten dazu Lösungen, die Gold(III)-chlorid ( $\text{AuCl}_3$ ) enthalten. Beschreiben Sie die Vorgänge, die an einem eisernen Gegenstand ablaufen, der in eine solche Lösung taucht. (4)
- Die Vergoldungen der Parther waren so rein und glänzend, wie man sie heute nur durch Galvanisieren erzeugen kann. Man taucht dazu eine Zweite Elektrode aus Graphit in die goldhaltige Lösung und elektrolysiert bei einer Spannung von 1,5 V. Skizzieren Sie den Aufbau einer solchen Apparatur. Formulieren Sie Reaktionsgleichungen für die Elektrodenreaktionen und berücksichtigen Sie dabei, dass sich an der Anode ein stechend riechendes Gas bildet. Warum erhält man bei diesem Verfahren einen besonders gleichmäßigen und reinen Überzug im Vergleich zum Verfahren aus d)? Beurteilen Sie, ob die Spannung der "Batterie von Bagdad" ausreichte, um eine solche galvanische Vergoldung durchzuführen. (6)
- Heute sind elektrochemische Energiequellen aus dem Alltag nicht mehr wegzudenken. Beschreiben und erläutern Sie den Aufbau und die Funktionsweise einer solchen Energiequelle Ihrer Wahl. (6)

### Lösung

- Eisen ist das unedelste Teilchen im Gefäß und wird oxidiert:  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$  ( $U_{\text{H}}^0 = -0,41 \text{ V}$ ) (2)  
Sauerstoff ist das edelste Teilchen und wird reduziert:  $\text{O}_2 + 4\text{e}^- + 4\text{h}^+ \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$  ( $U_{\text{H}}^0 = +1,09 \text{ V}$ ) (2)  
Die Paare  $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}$  mit  $U_{\text{H}}^0 = +0,35 \text{ V}$  und  $2\text{H}^+/\text{H}_2$  mit  $U_{\text{H}}^0 = -0,14 \text{ V}$  liegen zwischen und nehmen nicht an der Reaktion teil. (2)
- Beschriftete Skizze des Elementes  $\text{Fe}|\text{Fe}^{2+}||\text{H}^+|\text{H}_2/\text{Pt}$  (4)  
 $U = 1,09 \text{ V} - (-0,41 \text{ V}) = 1,5 \text{ V}$  (2)
- Durch Verringerung der Produktkonzentration ( $\text{Fe}^{2+}$ ) wird nach dem Prinzip vom kleinsten Zwang die Oxidation des Eisens begünstigt bzw.  $\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}$  wird unedler. Das Potential von  $\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}$  sinkt weiter ab und die Spannung = Potentialdifferenz zur edleren Halbzelle  $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$  wächst. (2)

- d) Eisen ist unedler und wird oxidiert:  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$  mit  $U_{\text{H}}^0 = -0,41 \text{ V}$  (2)  
 Gold-Ionen sind edler und werden reduziert:  $\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Au}$  mit  $U_{\text{H}}^0 = + 1,42 \text{ V}$  (2)
- e) Beschriftete Skizze der Elektrolysezelle (2)  
 Anode:  $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$  (1)  
 Kathode:  $\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Au}$  (1)  
 Da der eiserne Gegenstand bei diesem Verfahren nicht angegriffen wird, bleibt die Oberfläche unbeschädigt (1)  
 Die Batterie von Bagdad erzeugt wegen der verringerten  $\text{Fe}^{2+}$ -Konzentration eine Spannung von mehr als 1,5 V und war daher zur galvanischen Vergoldung geeignet. (1)
- f) Beschriftete Skizze mit Gleichungen der Elektrodenreaktionen (6)

#### Abitur H 2007 Aufgabe 4

Zink und seine Verbindungen werden im täglichen Leben zu verschiedenen Zwecken gebraucht. Elementares Zink wird in Batterien verwendet, zu Bauelementen verarbeitet oder dient als Schutzüberzug für metallische Werkstücke. Zink(II)-oxid ist Bestandteil von Salben und Ausgangsstoff für die Herstellung anderer Zinkverbindungen, so z. B. Zink(II)-sulfat.

##### Teil 1 (3)

Zink kommt in der Natur nicht in elementarer Form vor, sondern kann aus Zink(II)-carbonat gewonnen werden. Das Zink(II)-carbonat wird erhitzt, wobei neben Zink(II)-oxid ein Gas entsteht, das mit Kalk- oder Barytwasser eine milchige Trübung ergibt. In einem weiteren Schritt wird das Zink(II)-oxid mit Kohlenstoff zu Zink reduziert. Bei dieser Reaktion entsteht außerdem ein giftiges, brennbares Gas.

- a) Formulieren Sie Reaktionsgleichungen für das beschriebene Verfahren. (2)  
 b) Berechnen Sie die Masse an Zink, die man aus einer Tonne Zink(II)-carbonat maximal erhalten kann. (1)

##### Teil 2 (8)

Ein anderer Ausgangsstoff zur Gewinnung von elementarem Zink ist Zink(II)-sulfat. Zur Herstellung von Zink(II)-sulfat gibt es folgende Möglichkeiten:

1. Metallische Zinkabfälle werden mit verdünnter Schwefelsäure umgesetzt. Bei dieser Reaktion entsteht außerdem ein brennbares Gas.
  2. Zink(II)-oxid wird mit verdünnter Schwefelsäure umgesetzt.
- a) Formulieren Sie für 1. und 2. je eine Reaktionsgleichung und begründen Sie, welcher Reaktionstyp jeweils vorliegt. (4)

Zur Gewinnung von Zink wird eine wässrige Zink(II)-sulfatlösung elektrolysiert. An der Anode entsteht dabei ein Gas, das Verbrennungen unterhält.

- b) Fertigen Sie eine beschriftete Versuchsskizze an. (2)  
 c) Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die ablaufenden Elektrodenreaktionen sowie für die Gesamtreaktion. (2)

##### Teil 3 (5)

Zur Herstellung einer Batterie soll eine Zinkhalbzelle ( $c(\text{ZnSO}_4) = 1 \text{ mol/L}$ ) mit einer Kupferhalbzelle ( $c(\text{CuSO}_4) = 1 \text{ mol/L}$ ) kombiniert werden.

- a) Geben Sie an, welche Halbzelle der Plus- bzw. Minuspol ist, und begründen Sie Ihre Aussage. (1)  
 b) Ermitteln Sie die Zellspannung. (1)  
 c) Durch Veränderung der Elektrolytkonzentration in einer der beiden Halbzellen soll eine höhere Zellspannung in der Batterie erreicht werden. Geben Sie hierfür eine Möglichkeit an und begründen Sie Ihren Vorschlag. (3)

##### Teil 4 (4)

Zink kann als Reduktionsmittel zur Gewinnung von Metallen aus Metalloxiden verwendet werden. Zinkpulver soll mit

1. Silber(I)-oxid und
2. Magnesiumoxid

zur Reaktion gebracht werden. Ermitteln Sie mit Hilfe der untenstehenden, ob die Reaktionen unter energetischen Gesichtspunkten ablaufen können. Zur Vereinfachung werden Standardbedingungen angenommen.

Einige Freie Standardbildungsenthalpie  $\Delta_f G^0$  in kJ/mol:

Zink:	0	Zink(II)-oxid:	-321
Silber:	0	Silber(I)-oxid:	-11
Magnesium:	0	Magnesiumoxid:	-570

## Lösungen

### Teil 1 (3)

- a)  $\text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnO} + \text{CO}_2$  (1)  
 $\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow \text{Zn} + \text{CO}$  (1)
- b)  $m(\text{Zn}) = \frac{100\,000 \text{ g} \cdot 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{125,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 521,5 \text{ kg}$  (1)

### Teil 2 (8)

- a)  $\text{Zn}^{+0} + 2 \text{H}^{+1}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{H}^{\pm 0}_2$  (1)  
Redoxreaktion: Zn wird Oxidiert und H wird reduziert (1)  
 $\text{Zn}^{2+}\text{O}^{2-} + 2 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O}$  (1)  
Säure-Base-Reaktion: Das Oxid-Ion wirkt als Base, das Oxonium-Ion als Säure. (1)
- b) Skizze mit Spannungsquelle, zwei Elektroden (Kathode: z.B. Zink), Zink(II)-sulfat-Lösung als Elektrolyt, Sauerstoffentwicklung an der Anode, Zinkabscheidung an der Kathode (2)
- c) Kathode:  $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$  Anode:  $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$  (1)  
Gesamtreaktion:  $2 \text{Zn}^{2+} + 2 \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Zn} + \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{SO}_4^{2-}$  (1)

### Teil 3 (5)

- a) Minuspol: Zinkhalbzelle, da kleineres Standardpotential  $\Rightarrow$  Elektronendonator  
Pluspol: Kupferhalbzelle, da größeres Standardpotential  $\Rightarrow$  Elektronenakzeptor (1)  
 $U = 0,35 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,11 \text{ V}$  (1)
- b) Erhöhung der Kupfer(II)-sulfat-Konzentration oder Verringerung der Zink(II)-sulfat-Konzentration (1)
- c) Zwischen der Metallelektrode und der Metall-Ionen-Lösung besteht ein Gleichgewicht aus Abscheidungsbestreben und Lösungstension. Eine Senkung der Metall-Ionenkonzentration führt zu einer Verschiebung des Gleichgewichts zu Gunsten der Lösungstension. Im Fall der Zinkhalbzelle führt das zu einem negativeren Potenzial der Halbzelle; die Spannung erhöht sich  
**oder**  
Zur Steigerung der Spannung ist an der Kupferhalbzelle eine Potentialerhöhung notwendig. Deshalb muss hier die Kupfer-Ionenkonzentration vergrößert werden. (2)

### Teil 4 (4)

1.  $\text{Zn} + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{ZnO} + 2 \text{Ag}$  mit  $\Delta_R G = [-321 + 0 - (-11 + 0)] \text{ kJ} = -310 \text{ kJ}$  (1,5)
2.  $\text{Zn} + \text{MgO} \rightarrow \text{ZnO} + \text{Mg}$  mit  $\Delta_R G = [-321 + 0 - (-570 + 0)] \text{ kJ} = +269 \text{ kJ}$  (1,5)
- Nur Reaktion 1. mit  $\Delta G < 0$  läuft freiwillig ab. (1)

## Abitur H 2008 Aufgabe 4

Um den Kraftstoffverbrauch zu senken und die Umweltverträglichkeit moderner Kraftfahrzeuge zu verbessern, haben die Autohersteller verschiedene Antriebssysteme entwickelt. Der Trend geht heute zum Elektroantrieb, wobei es unterschiedliche Möglichkeiten gibt, die dazu erforderliche Energie bereitzustellen und zu speichern.

### Teil 1 (6)

Ein solches modernes Antriebssystem wird im Hybridauto eingesetzt: ein herkömmlicher Benzinmotor wird mit einem Elektromotor kombiniert. Je nach Fahrsituation kommen diese Motoren einzeln oder gekoppelt zum Einsatz.

Als Energiespeicher für den Elektromotor werden Nickel-Metallhydrid-Akkumulatoren (NiMH-Akku) verwendet, die bei Benzinbetrieb vom Generator des Fahrzeugs aufgeladen werden können.

Als Elektroden des NiMH-Akkus dienen eine so genannte „Nickelelektrode“ und eine „Metallhydrid-Elektrode“. Als Elektrolyt wird eine alkalische Lösung verwendet. Beim Ladevorgang entstehen aus  $\text{Ni}^{2+}$ -Ionen an der Nickelelektrode  $\text{Ni}^{3+}$ -Ionen. An der Metallhydrid-Elektrode wird bei  $\text{pH} = 14$  aus Wasser u.a. Wasserstoff gebildet, der vom Elektrodenmaterial (Metall-Legierung) aufgenommen und gespeichert wird.

- a) Formulieren Sie die beim Ladevorgang des NiMH-Akkus ablaufenden Elektrodenreaktionen und vergleichen sie diese mit den Vorgängen, die beim Entladen ablaufen. Geben Sie die Polung des Akkus an. (4)
- b) Berechnen Sie die Spannung eines NiMH-Akkus unter Standardbedingungen. Dabei betrage das Potenzial  $E(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}^{3+}) = +0,49 \text{ V}$ . (1)
- c) Die Spannung eines handelsüblichen NiMH-Akkus beträgt 1,2 V. Erklären Sie, wie diese Spannung durch die Änderung der Konzentration der  $\text{Ni}^{e+}$ -Ionen gegenüber der Konzentration der  $\text{Ni}^{3+}$ -Ionen erreicht werden könnte. (1)

### Teil 2 (4)

Fahrzeuge mit Hybridantrieb fahren mit deutlich vermindertem Benzinverbrauch. So kommt bei einem bestimmten PKW-Typ das Hybridmodell mit 4,8 Liter pro 100 km aus, während das ausschließlich mit dem Verbrennungsmotor angetriebene Modell 7,2 Liter pro 100 km benötigt.

Berechnen Sie die Masse des Kohlenstoffdioxids, die man mit dem Hybridfahrzeug gegenüber dem reinen Benzinmodell bei einer Jahresfahrleistung von 15000 km jedes Jahr einspart. Gehen Sie zur Vereinfachung von einer vollständigen Verbrennung von Octan (Dichte  $\rho = 0,703 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$ ) aus.

### Teil 3 (7)

Der direkte Elektroantrieb ohne Speicherung elektrischer Energie gelingt in Fahrzeugen durch die Kombination eines Elektromotors mit einer Brennstoffzelle. Als Brennstoff dient meist Wasserstoff, der allerdings beim Tanken und beim Mitführen in einem Tank Probleme mit sich bringt. Einen Ausweg bietet die Möglichkeit, den Wasserstoff erst im so genannten Reformier, der im Fahrzeug mitgeführt wird, zu erzeugen. In ihm wird der als Flüssigkeit getankte Treibstoff Methanol im gasförmigen Zustand mit Wasserdampf umgesetzt. Dabei entstehen der für den Betrieb der Brennstoffzelle notwendige Wasserstoff sowie Kohlenstoffdioxid.

- Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung zur Erzeugung von Wasserstoff im Reformier. (1)
- Erläutern Sie ein experimentelles Vorgehen zur Abtrennung des im Gasgemisch enthaltenen Kohlenstoffdioxids. Formulieren Sie dazu gegebenenfalls eine Reaktionsgleichung. (2)
- Der im Reformier erzeugte Wasserstoff wird in einer Brennstoffzelle mit Luftsauerstoff umgesetzt. Fertigen Sie eine beschriftete Skizze der Brennstoffzelle an. Formulieren Sie die Gleichungen für die Elektrodenreaktionen. Ordnen Sie die Begriffe Oxidation und Reduktion zu und geben Sie die Polung der Zelle an. (4)

### Teil 4 (3)

Erläutern Sie vergleichend die Umweltverträglichkeit der in dieser Aufgabe angeführten Antriebssysteme für Kraftfahrzeuge:

- herkömmlicher Benzinmotor
- Hybridantrieb
- Brennstoffzelle mit vorgeschaltetem Reformier
- Brennstoffzelle mit mitgeführtem Wasserstoff

## Lösungen

### Teil 1 (6)

- Laden:  
 $\text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Ni}^{3+} + \text{e}^-$  mit  $U_{\text{H}}^0 = +0,49 \text{ V}$  (1)  
 $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$  mit  $U_{\text{H}}^0 = -0,83 \text{ V}$  (1)  
Entladevorgang umgekehrt mit Ni Elektrode als Pluspol und MH-Elektrode als Minuspol. (2)
- Unter Standardbedingungen ist  $U^0 = 0,49 \text{ V} - (-0,83 \text{ V}) = 1,32 \text{ V}$  (1)
- Nach dem Prinzip vom kleinsten Zwang wird die Reduktion von  $\text{Ni}^{3+}$  zu  $\text{Ni}^{2+}$  durch Erhöhung der  $\text{Ni}^{2+}$ -Konzentration gebremst, wodurch sich die Zellspannung verringert. (1)

### Teil 2 (4)

$\text{C}_8\text{H}_{18} + 12,5 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 9 \text{H}_2\text{O}$  mit  $M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114 \text{ g/mol}$  und  $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$ . (1)  
Minderverbrauch: 2,4 L pro 100 km  $\Rightarrow$  360 L pro 15 000 km  $\Rightarrow m(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 360 \text{ L} \cdot 0,703 \text{ kg/L} = 253,1 \text{ kg}$  (1)  
 $\Rightarrow n(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 253,1 \text{ kg} : 114 \text{ g/mol} = 2220,2 \text{ mol}$  (1)  
 $\Rightarrow n(\text{CO}_2) = 8 \cdot 2220,2 \text{ mol} = 17761,6 \text{ mol} \Rightarrow m(\text{CO}_2) = n \cdot M = 782 \text{ kg}$  (1)

### Teil 3 (7)

$\text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2$  (1)  
Trennung durch Einleiten von Kalkwasser und Abfiltrieren des gebildeten Kalks. (1)  
 $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{CaCO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$  (1)  
Beschriftete Skizze der Knallgaszelle (2)  
Minuspol/Oxidation:  $2 \text{H}_2 \rightarrow 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$  (1)  
Pluspol, Reduktion:  $\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^-$  (1)

### Teil 4 (3)

Sinnvoll vergleichende Argumentation (3)