

## Musterlösung zu den Aufgaben 4–6, S. 17

- (4) Mit  $M_{\text{Ni}} = 58.70 \text{ g mol}^{-1}$  und der Faradayzahl ( $1 \text{ mol e}^- \triangleq 96\,500 \text{ C} = 96\,500 \text{ As}$ ) sowie der Tatsache, dass es **2 mol e<sup>-</sup>** braucht, um 1 mol  $\text{Ni}^{2+}$  zu reduzieren, folgt:

$$58.70 \text{ g} \triangleq 1 \text{ mol Ni} \triangleq 2 \cdot 96\,500 \text{ As}$$

$$\text{Geg.: } 1 \text{ g} \triangleq 1/58.70 \text{ mol Ni} \triangleq (2 \cdot 96\,500) / 58.70 \text{ As}$$

$$\triangleq 3287 \text{ As} = 1 \text{ A} \cdot 3287 \text{ s}$$

Es muss also während 3287 s (54 min 47 sec) ein Strom von 1 A (geg.) fließen, damit 1 Gramm Ni gebildet wird.

*Alternativer Ansatz*

$1 \text{ A} = 1 \text{ C s}^{-1}$ ; d.h., wenn die Ladungsmenge von 1 Coulomb in einer Sekunde durch einen Leiterquerschnitt fliesst, dann beträgt die Stromstärke 1 Ampere.

1 Elektron trägt die Ladung  $e = 1.6022 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ . 1 Coulomb entspricht also der Ladungsmenge von:

$$1 \text{ C} / (1.6022 \cdot 10^{-19} \text{ C}) = 6.2414 \cdot 10^{18} \text{ Elektronen} = 1.0368 \cdot 10^{-5} \text{ mol Elektronen.}$$

Um 1 g Ni zu erhalten, muss  $1 \text{ g} / 58.70 \text{ g mol}^{-1} = 0.0170 \text{ mol Ni}^{2+}$  reduziert werden. Dazu braucht es  $2 \cdot 0.0170 \text{ mol} = 0.034 \text{ mol Elektronen}$ .

1 Gramm Ni bildet sich nach:  $0.034 \text{ mol} / 1.0368 \cdot 10^{-5} \text{ mol s}^{-1} = \underline{3286 \text{ s}}$  (54 min 46 sec)

- (5) (a) Minuspol:  $2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2$  ( $\text{H}^+$  stammt primär aus Säure)  
 Pluspol:  $2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{ H}^+ + \text{O}_2 + 4 \text{ e}^-$  (eine 2. Teilreaktion, wo Wasser  $\text{e}^-$  abgibt, steht weiter unten in der Redoxreihe und ist deshalb nicht aktuell.)  
 Minuspol:  $4 \text{ H}^+ + 4 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ H}_2$
- (b) Wasser kann nicht gleichzeitig oxidiert und reduziert werden, das heisst es braucht ein zusätzliches Reduktions- oder Oxidationsmittel. Bei der Elektrolyse von Wasser stellt man als Produkte die Gase  $\text{H}_2$  und  $\text{O}_2$  fest. Durch Zugabe einer Säure (enthält  $\text{H}^+$  = Oxidationsmittel!) kann gemäss Redoxreihe Wasserstoffgas entstehen.  $\text{H}^+$  wird zwar bei der Reduktionsreaktion verbraucht, jedoch bei der Oxidationsreaktion wieder nachgeliefert. D.h., die  $\text{H}^+$ -Konzentration ändert sich nicht, die Säure wirkt also bloss katalytisch. Ohne Säurezugabe verläuft die Elektrolyse nur sehr langsam, da in reinem (!) Wasser nur sehr wenig  $\text{H}^+$ -Teilchen vorhanden sind (vgl. später Skript 'Protolysen'). Die Elektrolyse funktioniert übrigens analog, wenn man das Wasser durch Laugenzugabe (enthält  $\text{OH}^-$ ) alkalisch macht.
- (6) (a) An den Graphit-Elektroden regiert das Aluminiumerz Bauxit (enthält im Wesentlichen Aluminiumoxid) wie folgt:  
 Gesamtreaktion:  $2 \text{ Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2$  (sekundär reagiert der Sauerstoff mit Graphit weiter:  $3 \text{ O}_2 + 3 \text{ C} \rightarrow 3 \text{ CO}_2$ )  
 Oxidation:  $6 \text{ O}^{2-} \rightarrow 3 \text{ O}_2 + 12 \text{ e}^-$  (nicht in unserer Redoxreihe aufgeführt)  
 Reduktion:  $4 \text{ Al}^{3+} + 12 \text{ e}^- \rightarrow 4 \text{ Al}$
- (b) Für die Reduktion eines Aluminiumions  $\text{Al}^{3+}$  müssen  $3 \text{ e}^-$  zugeführt werden. Es braucht also im Vergleich zur Reduktion eines Natriumions  $\text{Na}^+$  einen 3-mal stärkeren Elektronenfluss, ergo ist mehr Strom erforderlich, was sich in den Stromkosten niederschlägt.