

FARADAYSche Gesetze

MICHAEL FARADAY (* 22. September 1791 in Newington Butts bei London; † 25. August 1867 bei Hampton Court) war ein englischer Physiker und Chemiker. Im Jahre 1832 stellte FARADAY die folgenden Grundgesetze der Elektrolyse auf.

Erstes FARADAYSches Gesetz

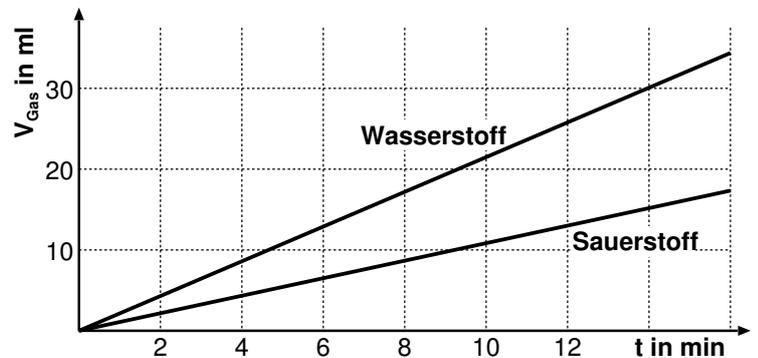
Beispiel Bei der Elektrolyse einer verdünnten Schwefelsäure mit Inertelektroden (HOFMANNscher Wasserzersetzungsapparat) laufen folgende Reaktionen ab:



❶ Zusammenhang zwischen Stoffumsatz und Elektrolysedauer:

Bei konstanter Stromstärke sind die abgeschiedenen Gasvolumina der Zeit proportional:

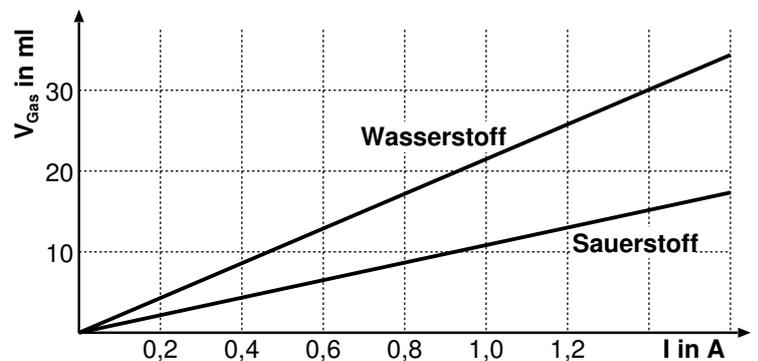
$$V_{\text{H}_2} \sim V_{\text{O}_2} \sim t \quad (I = \text{konstant})$$



❷ Zusammenhang zwischen Stoffumsatz und Stromstärke:

Bei gleicher Elektrolysedauer sind die abgeschiedenen Gasvolumina der Stromstärke proportional:

$$V_{\text{H}_2} \sim V_{\text{O}_2} \sim I \quad (t = \text{konstant})$$



Schlußfolgerung:

Da $n_{\text{Gas}} \sim V_{\text{Gas}}$ ergibt sich aus ❶ und ❷:

Beim Stromdurchgang durch die Lösung oder Schmelze eines Elektrolyten sind die an den Elektroden umgesetzten Stoffmengen n dem Produkt aus der Stromstärke I und der Zeit t proportional:

$$n \sim I \cdot t \quad (1. \text{ FARADAYSches Gesetz})$$

Das Produkt $I \cdot t$ bezeichnet man auch als **Elektrizitätsmenge**.

Zweites FARADAYSches Gesetz

Beispiel Das Verhältnis der Volumina der entstehenden Gase Wasserstoff und Sauerstoff verhält sich wie folgt: $V_{\text{H}_2} : V_{\text{O}_2} = 2 : 1$ (siehe Diagramme Folie 1).

Ursache dafür ist die unterschiedliche Anzahl an Elementarladungen z , die für den Formelumsatz jeweils erforderlich sind ($4 e^-$ pro O_2 , aber nur $2 e^-$ pro H_2).

andere Beispiele:

- $\text{Ag}^+ + e^- \longrightarrow \text{Ag} \quad \Rightarrow z = 1$
- $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \longrightarrow \text{Cu} \quad \Rightarrow z = 2$
- $\text{Al}^{3+} + 3 e^- \longrightarrow \text{Al} \quad \Rightarrow z = 3$

Daraus ergibt sich:

Die von der gleichen Elektrizitätsmenge $I \cdot t$ an den Elektroden umgesetzten Stoffmengen verhalten sich umgekehrt proportional zur jeweils erforderlichen Anzahl an Elementarladungen z :

$$\frac{n_1}{n_2} = \frac{z_2}{z_1} \quad (2. \text{ FARADAYSches Gesetz})$$

Schlußfolgerungen:

① Da $n = \frac{m}{M}$ gilt: $m_1 : m_2 = \frac{M_1}{z_1} : \frac{M_2}{z_2}$

② Die Gesamtladung eines Mols einfach geladener Ionen ergibt sich aus dem Produkt der Elementarladung $e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{As}$ und der AVOGADRO-Konstante $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{mol}^{-1}$. Dieses Produkt heißt **FARADAY-Konstante**:

$$F = e \cdot N_A \approx 9,65 \cdot 10^4 \text{As} \cdot \text{mol}^{-1} \approx 26,8 \text{Ah} \cdot \text{mol}^{-1}$$

③ Die FARADAY-Konstante ist der Proportionalitätsfaktor für das 1. FARADAYSche Gesetz. Unter Berücksichtigung der Elementarladung z gilt:

$$I \cdot t = F \cdot n \cdot z$$

④ Unter Berücksichtigung der molaren Masse M ergibt sich daraus die

Größengleichung für elektrochemische Berechnungen:

$$\frac{m}{M} = \frac{I \cdot t}{F \cdot z} \quad \text{mit} \quad F \approx 9,65 \cdot 10^4 \text{As} \cdot \text{mol}^{-1} \approx 26,8 \text{Ah} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Aufgaben

1. Berechnen Sie die Elektrizitätsmenge $I \cdot t$ in Ah, die erforderlich ist, um eine Tonne Kupfer abzuscheiden.
2. Wie lange dauert es, mit einer Stromstärke von 30 kA eine Tonne Natriumhydroxid aus einer Kochsalzlösung zu erzeugen?