

# 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

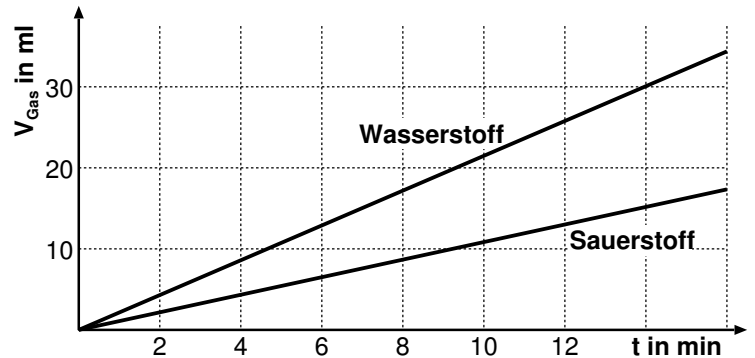
**Beispiel** Bei der Elektrolyse einer verdünnten Schwefelsäure mit Inertelektroden (HOFMANNscher Wasserzersetzungsgapparat) laufen folgende Reaktionen ab:



### ❶ Zusammenhang zwischen Stoffumsatz und Elektrolysedauer:

Bei konstanter Stromstärke sind die abgeschiedenen Gasvolumina der Zeit proportional:

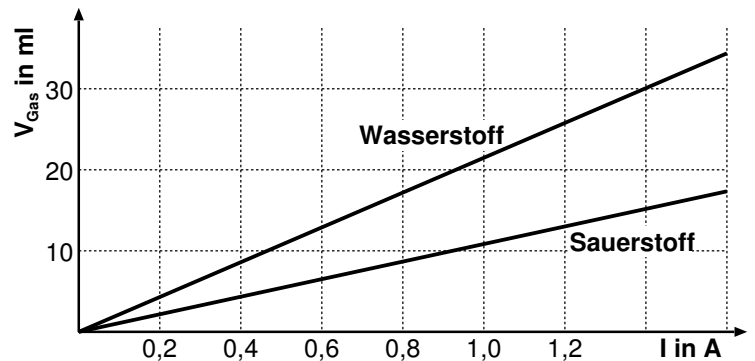
$$V_{\text{H}_2} \sim V_{\text{O}_2} \sim t \quad (I = \text{konstant})$$



### 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  $\text{O}_2$ , aber nur  $2 e^-$  pro  $\text{H}_2$ ).

**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?