

Bei der Verbrennung  
freigesetzte thermische  
Energie:

$$\begin{aligned} Q &= -(c_w \cdot m(\text{Wasser}) + C_k) \cdot \Delta T \\ &= -(4,19 \text{ J}/(\text{g} \cdot \text{K}) \cdot 500 \text{ g} + 510 \text{ J}/\text{K} \cdot 7,1 \text{ K}) \\ &= -18\,496,5 \text{ J} \end{aligned}$$

Stoffmenge der  
Stoffportion Schwefel:

$$n(\text{S}) = \frac{m(\text{Schwefel})}{M(\text{S})} = \frac{2 \text{ g} \cdot \text{mol}}{32 \text{ g}} = \frac{1}{16} \text{ mol}$$

Molare Bildungsenthalpie:

Für  $n(\text{S}) = 1 \text{ mol}$  ergibt sich eine molare Bildungsenthalpie

$$\Delta_f H = \frac{Q}{n(\text{S})} = -295,9 \text{ kJ/mol}$$



1. Die Grafik finden Sie im Wissensteil!

Der Graph besteht aus zwei Geraden, die bei der Zugabe von  $V(\text{Natronlauge}) = 9 \text{ ml}$  einen Schnittpunkt aufweisen. Hier liegt der Äquivalenzpunkt.

2. Wegen  $1 \text{ HAc} + 1 \text{ NaOH} \rightarrow \text{NaAc} + \text{H}_2\text{O}$  ergibt sich für das Stoffmengenverhältnis:

$$\frac{n(\text{HAc})}{n(\text{NaOH})} = \frac{1}{1}$$

$$n = c \cdot V$$

$$\begin{aligned} c(\text{HAc in verd. Essig}) &= \frac{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{Natronlauge})}{V(\text{verd. Essig})} \\ &= \frac{1 \text{ mol/l} \cdot 9 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 0,09 \text{ mol/l} \end{aligned}$$

Die Stoffmengenkonzentration im Essig ist damit:

$$c(\text{HAc}) = 0,9 \text{ mol/l}$$

$$\begin{aligned} m(\text{Essigsäure}) &= n \cdot M(\text{HAc}) = c \cdot V \cdot M(\text{HAc}) \\ &= 0,9 \text{ mol/l} \cdot 1 \text{ l} \cdot 60 \text{ g/mol} = 54 \text{ g} \end{aligned}$$

Die Massenkonzentration der Essigsäure im Essig beträgt damit  
 $\beta(\text{Essigsäure}) = 54 \text{ g/l}$ .



$$1. \text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^- \quad E(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+) = E^0(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+) + \frac{0,059\text{V}}{2} \cdot \lg \{c^2(\text{H}_3\text{O}^+)\} \\ = E^0(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+) + 0,059\text{V} \cdot \lg \{c(\text{H}_3\text{O}^+)\}$$

$$\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \quad E(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) + \frac{0,059\text{V}}{2} \cdot \lg \{c(\text{Zn}^{2+})\}$$

$$4 \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- \quad E(\text{OH}^-/\text{O}_2) = E^0(\text{OH}^-/\text{O}_2) + \frac{0,059\text{V}}{4} \cdot \frac{1}{\lg \{c^4(\text{OH}^-)\}} \\ = E^0(\text{OH}^-/\text{O}_2) - 0,059\text{V} \cdot \lg \{c(\text{OH}^-)\}$$

$$\text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \quad E(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}) = E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}) + 0,059\text{V} \cdot \lg \left\{ \frac{c(\text{Fe}^{3+})}{c(\text{Fe}^{2+})} \right\}$$

$$2. \text{Experiment 1: } E(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+) = 0\text{V} + 0,059\text{V} \cdot \lg 10^{-1} = -0,059\text{V}$$

$$E(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) + \frac{0,059\text{V}}{2} \cdot \lg 10^{-2} = -0,76\text{V} - 0,059\text{V} = -0,819\text{V}$$

$$\Delta E_1 = E(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) - E(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+) = -0,76\text{V}$$

$$\text{Experiment 2: } E(\text{OH}^-/\text{O}_2) = +0,40\text{V} - 0,059\text{V} \cdot \lg 10^{-2} = +0,40\text{V} + 0,118\text{V} = +0,518\text{V}$$

$$\Delta E_2 = E(\text{OH}^-/\text{O}_2) - E(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+) = +0,577\text{V}$$

$$\text{Experiment 3: } E(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}) = +0,77\text{V} - 0,059\text{V} \cdot \lg \frac{10^{-2}}{10^{-1}} = +0,77\text{V} - 0,059\text{V} = +0,711\text{V}$$

$$\Delta E_3 = E(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}) - E(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+) = +0,77\text{V}$$

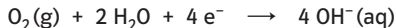


1. Das Eisen ist die Lokalanode und wird oxidiert:  $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$ .

An der Lokalkathode werden bei der Säurekorrosion Oxoniumionen reduziert:



An der Lokalkathode werden bei der Sauerstoffkorrosion in die Elektrolytlösung diffundierende Sauerstoffmoleküle zu Hydroxidionen reduziert:



Treffen im Falle der Sauerstoffkorrosion die Hydroxidionen und Eisen(II)-Ionen zusammen, entsteht schwer lösliches Eisen(II)-hydroxid.



2. Durch Sauerstoff wird das Eisen(II)-hydroxid weiter zu rotbraunem Eisen(III)-hydroxid-oxid oxidiert.



## 1. Die reguläre Verbrennung im Benzinmotor

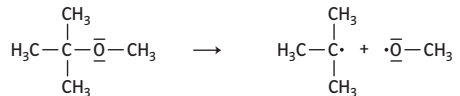
Beim einfachen Ottomotor wird in den Zylinder des Motors ein Gemisch aus Benzin und Luft gesaugt. Bei modernen Motoren wird das Benzin-Luft-Gemisch in den Zylinder gespritzt. Das Benzin-Luft-Gemisch wird durch den Kolben verdichtet (komprimiert). Dabei erwärmt es sich stark und wird schließlich durch den Funken der Zündkerze entzündet. Die entstehenden heißen Verbrennungsgase beanspruchen einen viel größeren Raum als das Ausgangsgemisch. Der Druck im Zylinder wächst deshalb an, der Kolben wird weggedrückt. Durch eine gleichmäßige fortschreitende Verbrennung steigt der Druck zwar rasch, aber nicht schlagartig an; dadurch bewegt sich der Kolben relativ „weich“ nach unten.

### Die klopfende Verbrennung

Das im Motorzylinder verdichtete Benzin-Luft-Gemisch wird durch den Funken der Zündkerze gezündet. Die Flammfront breitet sich in den Zylinder aus, verdichtet und erwärmt das noch

unverbrannte Benzin-Luft-Gemisch. Dieses kann zur Zündung von Gemischbestandteilen führen, bevor diese von der Flammfront erreicht werden, die von der Zündkerze ausgeht. Durch solche unerwünschten Sekundärzündungen steigt der Druck im Zylinder plötzlich an. Die harten Druckstöße erzeugen Klopfgeräusche, verringern die Leistung des Motors und erhöhen den Verschleiß.

2. Besonders kettenförmige Alkanmoleküle zerfallen bei hoher Temperatur und bei hohem Druck in Radikale und verbrennen, bevor sie von der Flammfront, die von der Zündkerze ausgeht, erreicht werden.



Die aus den MTBE-Molekülen gebildeten Radikale können mit den unerwünschten Radikalen zu klopfesten Verbindungen reagieren. Einige Beispiele sind im Wissen-Teil aufgeführt.

