

Materialien

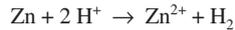
5.2

M 1: Elektroden und Elektrodenpotenzial

Vorgänge an einer Elektrode

Bei elektrochemischen Elementen oder bei der Elektrolyse spielen sich an den Elektroden chemische Vorgänge ab, die mit Elektronenabgabe (Übergang von Elektronen auf Kationen, Reduktion; die Elektrode heißt **Kathode**) bzw. Elektronenaufnahme (Atome werden zu Kationen, Oxidation, die Elektrode heißt **Anode**) einhergehen.

So scheidet sich an (unedlen) Metallen, die in Säurelösungen tauchen, Wasserstoff ab, z. B.



Das Metall ist also sowohl Kathode (Abgabe von Elektronen an Wasserstoffionen) als auch Anode (Zn-Atome werden zu Zn-Ionen).

Zwischen Elektroden, die in Lösungen mit unterschiedlichen Ionen tauchen, entsteht so ein elektrisches Potenzial, eine Spannung. Z. B.

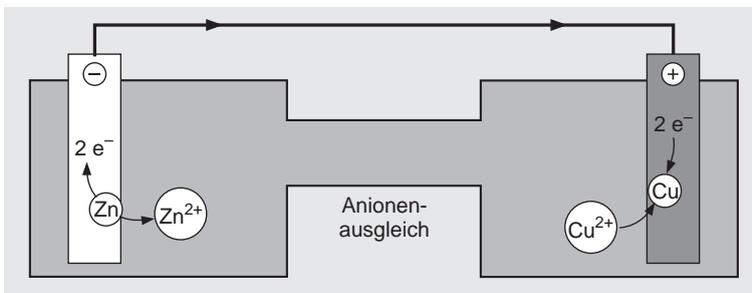


Abb. 5.2/8: Die Spannung am galvanischen Zink/Kupfer-Element

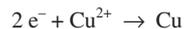
freiwillig verlaufende chemische Reaktionen

Zinkatome geben Elektronen ab



Oxidation

Cu-Ionen nehmen Elektronen auf



Reduktion

Elektrodenvorgänge

Die Elektrode erhält durch die Bildung von Kationen einen Elektronenüberschuss, also negatives Potenzial:

Elektronen fließen im Stromkreis von ihr weg

Anode (Minuspol)

(Anode, gr. Weg hinauf)

An der Elektrode entsteht durch die Entladung von Kationen ein Elektronenmangel, sie erhält ein positives Potenzial. Elektronen fließen im Stromkreis zu ihr hin:

Kathode (Pluspol)

Kathode (Pluspol)

(Kathode, gr. Weg hinab)

Stromkreis

Elektronen fließen von Anode weg

zur Kathode hin

Lösung

Konzentration von Zn^{2+} nimmt zu

Mangel an SO_4^{2-}

Konzentration von Cu^{2+} nimmt ab

Überschuss an SO_4^{2-}

Ausgleich erforderlich

Elektrochemische Potenziale bestehen immer zwischen *zwei* sog. Halbzellen. Sie hängen ab vom Elektrodenmaterial, von der Art der Elektrolyten und von deren Konzentration.

Um die Potenziale der Metalle bestimmen bzw. vergleichen zu können, misst man ihr Verhalten gegenüber einer Standardhalbzelle, der Standard-Wasserstoff-Elektrode. Sie besteht aus einer von Wasserstoff umspülten und in Säure der Konzentration $1 \text{ mol H}^+/\text{L}$ tauchenden Platin-Elektrode (Abb. 5.2.9). Ihr wird das elektrochemische Potenzial $0,0 \text{ V}$ zugesprochen.

Gegenüber der Wasserstoff-Elektrode „unedlere“ Metalle besitzen ein negatives Potenzial, „edlere“ ein positives *Standardpotenzial* (früher Normalpotenzial). Eine Tabelle der für den Unterricht relevanten Standard-Elektroden-Potenziale befindet sich im Anhang dieses Bandes (Kap. 8.5).

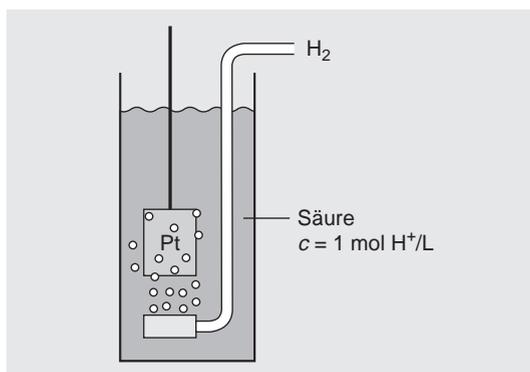


Abb. 5.2/9: Standard-Wasserstoff-Elektrode

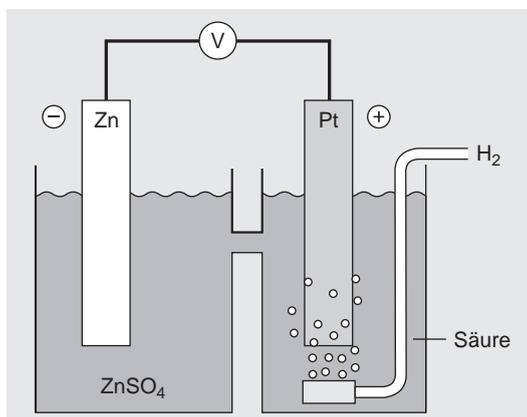


Abb. 5.2/10: Messung des Standard-Elektrodenpotenzials von Zink mit der Wasserstoff-Elektrode

Die *Zellenspannung* eines galvanischen Elementes ergibt sich aus der Differenz der Standard-Elektrodenpotenziale von Kathode und Anode:

$$U = E^{\circ}_{\text{Kath.}} - E^{\circ}_{\text{Anode}}$$

$$\text{z.B. } U_{\text{Zn/Cu}} = 0,35 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,11 \text{ V}$$