

Tabelle der Potentiale ϵ_h .

Die folgende Tafel gibt einige der wichtigsten Potentiale in Volt, bezogen auf die Normalwasserstoffelektrode:

Tabelle 6.

Zusammenstellung	ϵ_h
Magnesium in 1,0-normal $MgSO_4$	+ 1,508
Zink " 1,0= " $ZnSO_4$	+ 0,801
Kadmium " 1,0= " $CdSO_4$	+ 0,439
Eisen " 1,0= " $FeSO_4$	+ 0,66
Nickel " 1,0= " $NiSO_4$	+ 0,60
Wasserstoff " 2,0= " H_2SO_4	0,000
Kupfer " 1,0= " $CuSO_4$	- 0,308
Silber " 1,0= " $AgNO_3$	- 0,771

Weitere Bedeutung der Tabelle 6.

Diese Tabelle ist auch für chemische Reaktionen von Bedeutung: Das Metall mit dem höheren Potential verdrängt ein schwächeres Metall aus seinen Salzen, z. B. wird Kupfer aus Kupfersulfatlösung durch Eisen ausgehoben. Es ist ja bekannt, daß z. B. ein eiserner Nagel sich, in Kupfervitriollösung getaucht, mit Kupfer überzieht; dabei geht Eisen in Lösung. Man kann diesen Vorgang auch so ausdrücken: das Metall mit der größeren Lösungstension fällt das andere Metall aus. In ϵ_h haben wir ein relatives Maß der Lösungstension.

Die in Tabelle 6 zuletzt aufgeführten beiden Metalle zeigen ein negatives „Potential“, d. h. sie bilden, gegen die Normalwasserstoffelektrode geschaltet, den negativen Pol der Kette.

Aus der Tabelle 6 lassen sich auch die Spannungen einer Reihe von Ketten ableiten, z. B. können wir aus den Werten von ϵ_h für Zink und für Kupfer die Spannung der Daniellschen Kette berechnen; sie ist nämlich gleich der Differenz dieser beiden Einzelpotentiale:

$$+ 0,801 - (- 0,308) = 0,801 + 0,308 = 1,109 \text{ Volt.}$$

Oxydations- und Reduktionsketten.

Als Wasserstoff-, bzw. Sauerstoffelektroden lassen sich Platinbleche ansehen, die in die Lösung eines Reduktionsmittels, bzw.