Lückentext Editor

neu | öffnen | speichern | import | export | C | >>

Lückentext: [41 Halbzellen - Zellen]

Styles | Format | Font | Size

Elektrochemische Halbzellen - Zellen

Taucht man einen Zinkstab in eine Kupfersulfatlösung, so wird der Zinkstab an der Eintauchstelle mit Kupfer überzogen. Dabei wurden die Kupferionen (OZ = +II) reduziert zu Kupfer (OZ=0).

Reduktion: $\mathbf{Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu}$

Die für diese Reduktion notwendigen Elektronen müssen von den Zinkatomen für unser Auge unsichtbar abgegeben werden; das Zink (OZ=0) wird zu Zinkionen (OZ= +II) oxidiert.

Oxidation: $\mathbf{Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-}$

Man fasst diese beiden Gleichungen zur sogenannten Redoxgleichung zusammen. Bei dieser werden die Elektronen nicht hingeschrieben.

Redoxgleichung: $\mathbf{Zn + Cu^{2+} \rightarrow Cu + Zn^{2+}}$

Taucht man umgekehrt einen Kupferstab in eine Zinksalzlösung, dann passiert nichts.Der Versuch zeigt, dass das Zink leichter Elektronen abgibt als das Kupfer, denn es findet keine Reaktion statt.

Von den beiden Ionensorten ist das Kupfer(II)-ion ein stärkeres Oxidationsmittel als das Zink(II).Ion. Das Zink ist von den beiden Metallen das stärkere Reduktionsmittel.

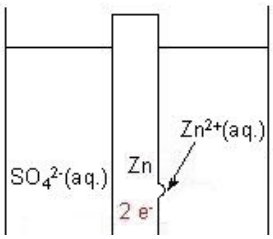
Halbzellen

Taucht ein Metall in die Lösung seines eigenen Salzes also das seiner Metallionen, so spricht man von einer Halbzelle. Hier laufen ständig und gleichzeitig folgende Reaktionen an:

a Das Metall geht als Ion in Lösung

$Me \rightarrow Me^+ + e^-$

b das Metallion scheidet sich am Stab



Begriffe

- Kupfer überzogen
- Kupferionen
- reduziert
- Zink
- oxidiert
- Redoxgleichung
- passiert nichts
- leichter
- stärkeres
- eigenen Salzes
- Halbzelle
- als Ion in Lösung
- scheidet sich am Stab
- aufladen
- elektrochemischen
- 1 molaren HCl-
- Standardbedingungen
- 25°C
- 101,3 kPa
- 1 mol/L
- Potential E
- 0,0 V
- Ionenbrücke
- galvanischen Zelle
- reduzierenden
- Daniell-Element

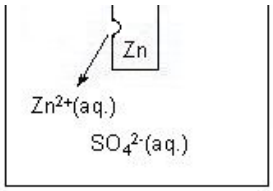
als Metall ab.

$Me^+ + e^- \rightarrow Me$

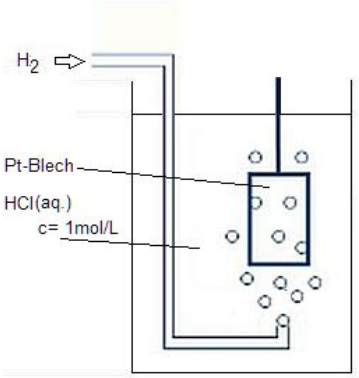
Die Reaktionen a) und b) stehen im Gleichgewicht, sonst würden sich der Stab bzw. die Lösung elektrisch aufladen.

$Me \Leftrightarrow Me^+ + e^-$

Meist merkt man nicht sehr viel von der Reaktion. Auch das Messen der Elektronen-übergänge gelingt nicht. Man spricht von einem **elektrochemischen Potential**.



Die Normalwasserstoffhalbzelle NWH



Hier umspült Wasserstoffgas in einer 1 molaren HCl-Lösung ein Blech aus fast inertem Metall (meist Platin), mit dem Elektronen abgeleitet oder zugeführt werden können. Um Vergleichswerte zu bekommen werden **Standardbedingungen** festgelegt:

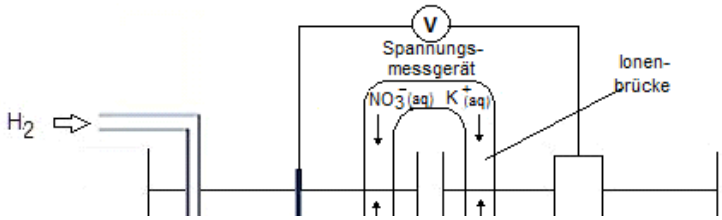
Temperatur ϑ = 25°C,
Gasdruck p = 101,3 kPa,
Ionenkonzentration c = 1 mol/L)

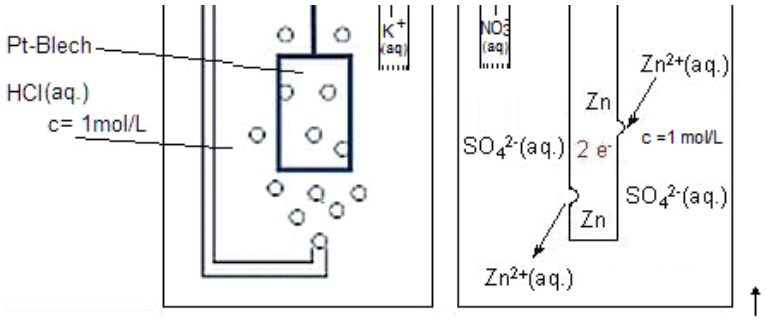
Reaktion: **H2(g) <=> 2 H+(aq) + 2 e-**

Hier kann man auch keine Spannung messen. Ee fehlt der zweite Pol. Das **Potential E** dieser Halbzelle wird definitionsgemäß gleich 0,0 V gesetzt.

Galvanische Zellen

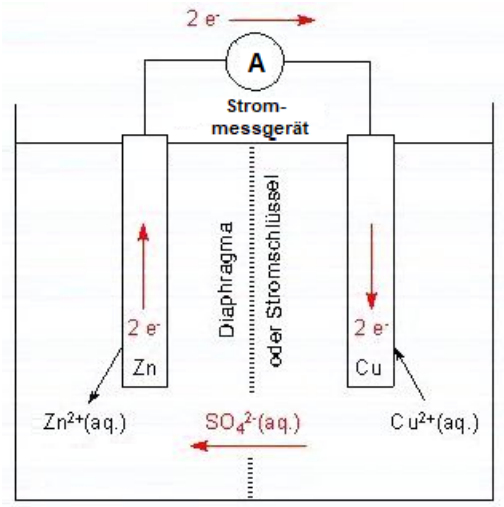
Kombiniert man die Halbzellen und verbindet sie über eine „Ionenbrücke“ (Diaphragma oder Stromschlüssel), so, dass die entsprechenden wässrigen Ionen zu einem Ladungsausgleich Ionen wandern, die Flüssigkeiten aber nicht vermischen können, spricht man von einer galvanischen Zelle.I





Die **Anode** ist der Pol, an dem die oxidierenden Prozesse ablaufen. Der andere, an dem die reduzierenden Prozesse ablaufen, ist die **Kathode**.

n zweiten Fall (**Daniell-Element**) mit Zn/Zn2+ bzw. Cu/Cu2+ -Ionen kann man über ein Strommessgerät den Elektronenfluss außerhalb der Zelle nachweisen.



Autor: Ka Anmerkung: Einführung