

Station 9.1 Die Fällungs-/Redoxreihe der Metalle

In diesem Versuch werden verschiedene Redoxreaktionen betrachtet, um die beteiligten Metalle, anhand der Ergebnisse, in die Redoxreihe einzuordnen.

		ZnSO ₄ - Lösung	FeSO ₄ - Lösung	AgNO ₃ - Lösung
Fe	+	-	-	+
Zn	+	-	+	+
Cu	-	-	-	+

+: reagiert

-: reagiert nicht

Beobachtungen:

Kupfernitratlösung und Eisen: Auf dem Eisennagel bildet sich eine orange Kupferschicht.

Kupfernitratlösung und Zink: Die Zinkspäne färben sich leicht schwarz.

Kupfernitratlösung und Kupfer: Man kann keine Veränderungen beobachten.

Zinksulfatlösung und Eisen: Man kann keine Veränderungen beobachten.

Zinksulfatlösung und Zink: Man kann keine Veränderungen beobachten.

Zinksulfatlösung und Kupfer: Man kann keine Veränderungen beobachten.

Eisensulfatlösung und Eisen: Man kann keine Veränderungen beobachten.

Eisensulfatlösung und Zink: Auf den Zinkspänen setzt sich eine Eisenschicht ab.

Eisensulfatlösung und Kupfer: Man kann keine Veränderungen beobachten.

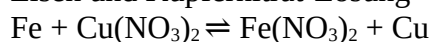
Silbernitratlösung und Eisen: Auf dem Eisennagel setzt sich eine Silberschicht ab.

Silbernitratlösung und Zink: Die Zinkspäne färben sich schwarz.

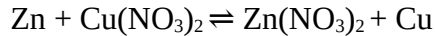
Silbernitratlösung und Kupfer: Das Kupferblech färbt sich schwarz/silbrig.

Reaktionsgleichungen:

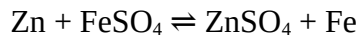
Eisen und Kupfernitratlösung



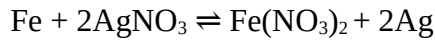
Zink und Kupfernitratlösung



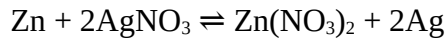
Zink und Eisensulfat



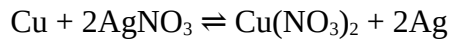
Eisen und Silbernitrat-Lösung



Zink und Silbernitrat

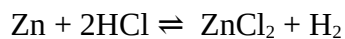


Kupfer und Silbernitrat

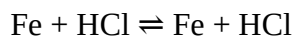


Teilversuch B

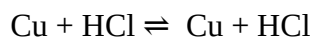
Zink reagiert relativ schnell mit der Salzsäure, in dem sich kleine Klumpen bilden. Dies liegt daran, dass Zink ein sehr unedles Metall ist. Auch in Teilversuch A ist dies zu sehen, da Zink sowohl mit der Kupfer-Lösung als auch mit der Eisen-Lösung und der Silber-Lösung reagiert.



Das Eisen reagiert nicht mit der Salzsäure, da das Standardpotential von Eisen größer ist als das Normalpotential der Wasserstoffhalbzelle.



Kupfer reagiert ebenfalls nicht mit der Salzsäure, da das Standardpotential von Kupfer über dem Normalpotential liegt. Dies spiegelt sich auch in Teilversuch A wider, da Kupfer dort nur in der Silbernitrat-Lösung reagiert; denn Silber ist edler als Kupfer.

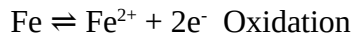


Anhand der Ergebnisse kann nun ein Ordnungsschema der untersuchten Metalle vorgenommen werden. Demnach ist Zink das unedelste der untersuchten Metalle, denn es hat das höchste Bestreben Elektronen abzugeben. Danach kommt Eisen; Kupfer ist hierbei das edelste Metall.

Station 9.2 Daniell-Element & Zementation

Teilversuch A

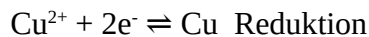
Nachdem der Eisennagel in die Lösung aus Kupfersulfat und verdünnter Schwefelsäure gegeben wurde, färbt sich dieser orange bzw. es setzt sich eine orange-kupferfarbene Schicht auf dem Eisennagel ab. Dies liegt daran, dass Eisen unedler ist als Kupfer und somit oxidiert.



Die in der Lösung enthaltenen Kupferionen:



nehmen demnach durch Reduktion diese Elektronen auf und es bildet sich Kupfer, welches sich auf dem Eisennagel absetzt.



Teilversuch B

$$U = \text{EMK} = \Delta E = E_{\text{Reduktion}} - E_{\text{Oxidation}} = E_{\text{Kathode}} - E_{\text{Anode}}$$

$$= E_{\text{Kupfer}} - E_{\text{Zink}} = 0,34\text{V} - (-0,76\text{V}) = 1,10\text{ V}$$

In unserem Experiment wurde eine Spannung von 1,06V gemessen. Dieser Wert liegt ziemlich nah am berechneten Wert. Die Tatsache, dass die beiden Werte nicht identisch sind könnte allerdings an Ungenauigkeiten des Voltmeters oder auch an ungenauem messen bzw. ablesen der Spannung liegen.

Das mit Kaliumnitrat getränkte Filterpapier dient zu ionenleitenden Verbindung der Elektrolyt-Lösungen. Über diese „Brücke“ wandern in unserem Versuch Sulfat-Ionen, um den Unterschied der Ladungsbilanz wieder auszugleichen. Dieser entsteht dadurch, dass an der Anode Zink oxidiert wird und somit positiv geladene Zink-Ionen in Lösung gehen. Auf Seiten der Kathode wiederum werden Kupfer-Ionen reduziert, sodass die Sulfat-Ionen im Überschuss sind. Infolgedessen wandern die Sulfat-Ionen vom Kathodenraum über Salzbrücke zum Anodenraum, sodass die Ladungsbilanz beider Seiten wieder ausgeglichen ist.

In unserem Versuch bildet die Zinkelektrode die Anode und somit den Pluspol und die Kupferelektrode die Kathode und den Minuspol.