

# Redoxreihe

**Ziel:** Erstellen einer Redoxtabelle

Vorgehen: Es stehen verschiedene Metalle in Reinform als auch als Metallionen in einer Lösung zur Verfügung. Je nachdem ob eine Reaktion eintritt (Gasentwicklung, Farbveränderung etc.) kann beurteilt werden, ob eine Redoxreaktion eingetreten ist.

**Beispiel:** Fe + HCl. Es wird eine Reaktion beobachtet, d.h.

$\text{Fe} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 + \text{H}_2\text{O}$  ist möglich, ‚Bergabreaktion‘, das Paar Fe/Fe<sup>2+</sup> liegt in der Redoxreihe höher als H<sub>2</sub>/H<sup>+</sup>. Konvention: das stärkere Reduktionsmittel steht in der Redoxreihe weiter oben. Zuerst Me angeben, dann Me<sup>+</sup>(resp. Me<sup>2+</sup> etc.) resp X<sup>-</sup> / X<sub>2</sub>. (von li nach rechts gelesen: in jedem Fall wird mindestens ein Elektron abgegeben)

**Anleitung** (Hinweis: Versuche 1) und 2) in der Kapelle durchführen!!):

1) Fülle vier kleine BG mit jeweils einer kleinen Spachtelspitze pulverförmigen Fe, Mg, Cu sowie Zn. Füge (in der Kapelle) maximal 1 cm 25% Salzsäure hinzu.

Notiere Dir die Beobachtungen.

2) Fülle drei kleine BG mit jeweils einer kleinen Spachtelspitze pulverförmigen NaCl, Cu und Mg. Füge (in der Kapelle) maximal 1 cm konz. Salpetersäure hinzu. Notiere Dir die Beobachtungen.

3) Füge zu einem Cu-Metallstreifen jeweils ein Tropfen (!! ) einer Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, AgNO<sub>3</sub>, Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, sowie Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>-Lösung hinzu und notiere Dir die Beobachtungen in einer geeigneten Wertetabelle. Führe das gleiche Experiment mit den Metallstreifen Ag, Zn, Fe, Ni durch.



Material:

Blechstreifen aus Zink, Blei, Kupfer, Silber, Eisen und Nickel

25% Salzsäure, konz. Salpetersäure,

Lösungen mit  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{AgNO}_3$  (Konzentration eher unwichtig), Menge jeweils wenige Tropfen

Einige Pipetten, Papiertüchlein

Nachfolgendes Material von eth-Server.

- **Lesen Sie die Anleitung sorgfältig.**
- In den folgenden Versuchen werden Sie verschiedene Metallbleche in verschiedene Metallsalzlösungen tauchen. Das betreffende **Blech muss vor dem Eintauchen blank sein**. Ist es das nicht, so reinigen Sie es mit Stahlwolle, und zwar in der Kunststoffschachtel, damit der **Metallstaub nicht den Tisch verunreinigt**. - **Trocknen Sie nach jedem Versuch das Blech** mit einem Papiertüchlein ab.
- In fein verteilter Form **sind alle Metalle schwarz**. Wenn sich bei den folgenden Versuchen auf einem Blech eine schwarze Schicht bildet, die sich mit einem Papiertüchlein wegreiben lässt, so handelt es sich um ein Metall.
- Bleisalzlösungen und Bleistaub sind **giftig**. Silbernitrat ist ein starkes Oxidationsmittel, auf der Haut verursacht es dunkle **Flecken**. Salzsäure ist **ätzend**. Tragen Sie deshalb bei der Arbeit die Schutzbrille und entfernen Sie allfällige Chemikalienspritzer sofort mit Wasser. Waschen Sie die Hände, wenn Sie die Versuche beendet haben.

### **Gehen Sie wie folgt vor:**

- 1.) Tauchen Sie das Zinkblech in die Kupfersulfatlösung. Beobachtung? - Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion, die Sie beobachten. Lassen Sie alle Teilchen weg, die nicht an der Reaktion teilnehmen!
- 2.) Tauchen Sie das Kupferblech in die Zinksulfatlösung. Beobachtung? Erklärung? - Ergänzen Sie die Reaktionsgleichung aus (1) mit dem Pfeil für die Rückreaktion (  $\rightleftharpoons$  ). Auf welcher Seite liegt das Gleichgewicht?

- 3.) Welches ist das stärkere Oxidationsmittel (= das stärker „elektronenraubende“ Teilchen):  $\text{Cu}^{2+}$  oder  $\text{Zn}^{2+}$ ? Welches ist das stärkere Reduktionsmittel (= das stärker „elektronenaufdrängende“ Teilchen): Cu oder Zn? - Es bestehen offenbar Analogien zwischen Redoxreaktionen (Elektronenübertragungen) und Säure-Base-Reaktionen (Protonenübertragungen); bei letzteren lauten die entsprechenden Fragen „welches ist die stärkere Base“ und „welches ist die stärkere Säure“.
- 4.) Cu und  $\text{Cu}^{2+}$  bilden ein sog. Redoxpaar, ebenso Zn und  $\text{Zn}^{2+}$ . Sie haben diese beiden Redoxpaare bezüglich der Stärke der Oxidations- und Reduktionsmittel verglichen. Vergleichen Sie nun auch mit den Redoxpaaren  $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}$  und  $\text{Ag}/\text{Ag}^+$ . Prüfen Sie hierzu alle Kombinationen von Metallen mit Metallsalzlösungen auf allfällige Reaktionen (soweit Sie sie nicht schon geprüft haben) und tragen Sie die Ergebnisse in die folgende Tabelle ein.

	Zn	Pb	Cu	Ag
$\text{Zn}^{2+}$				
$\text{Pb}^{2+}$				
$\text{Cu}^{2+}$				
$\text{Ag}^+$				

- 5.) Ordnen Sie die vier Redoxpaare nach zunehmender Stärke des Reduktionsmittels. Schreiben Sie jeweils links das Reduktionsmittel, rechts das zugehörige Oxidationsmittel. Sie erhalten so eine sog. Redoxreihe (in Analogie zur Säure-Base-Reihe).
- 6.) Im Buch finden Sie unter dem Titel „Elektrochemische Spannungsreihe“ eine umfangreichere Redoxreihe. Suchen Sie darin die Redoxpaare, die Sie kennengelernt haben.
- 7.) Prüfen Sie das Verhalten der vier Metalle gegenüber  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen: Geben Sie einen Tropfen Salzsäure auf jedes Blech. Welche Metalle werden von  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen oxidiert (das sind die relativ stark reduzierenden, sog. „unedlen“ Metalle)? Welche werden nicht oxidiert (die schwächer reduzierenden, „edlen“ Metalle)? - Formulieren Sie auch die entsprechende Reaktionsgleichung für eines der Metalle (bei der Reduktion von  $2 \text{H}_3\text{O}^+$  entsteht  $2 \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2$  - die (an Wasser gebundenen)  $\text{H}^+$ -Ionen werden also zu Wasserstoff reduziert).
- 8.) Spülen Sie die Pipette mit Leitungswasser aus und legen Sie sie in die Geschirrablage. Waschen und trocknen Sie die Kunststoffschachtel. Versorgen Sie alles Material an seinen Platz. Die Blechstreifen sollen blank sein.