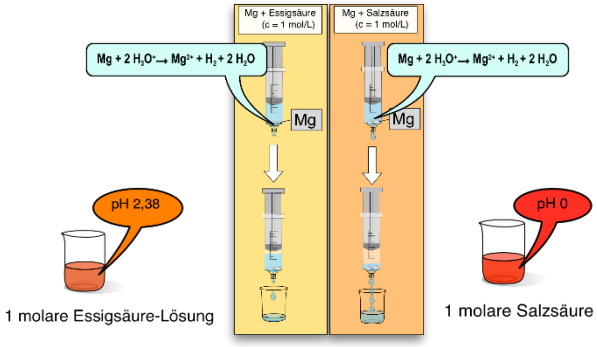
Didaktische Anmerkungen

Die Schülerinnen und Schüler kennen aus der Sekundarstufe I nach den meisten bundeslandspezifischen Lehrplänen schon die Redoxreihe der Metalle mit der Betrachtung von Oxidation und Reduktion als Elektronenaufnahme und Elektronenabgabe. Der Einstieg in die Unterrichtsreihe Elektrochemie in der Sekundarstufe II baut auf dieser Thematik am Beispiel der Reaktion von Säuren mit Metallen auf. Wir betrachten dazu erneut eine Reaktion auf, die schon bei der Einführung des K_S-Werts im Themenbereich Säure-Base-Theorie untersucht wurde, allerdings unter einem anderen Blickwinkel. Ein wichtiges Ziel des Unterrichts ist eine differenziertere Betrachtung der schon bekannten Reaktionen, in denen das Prinzip des chemischen Gleichgewichts wieder eine zentrale Rolle spielt.

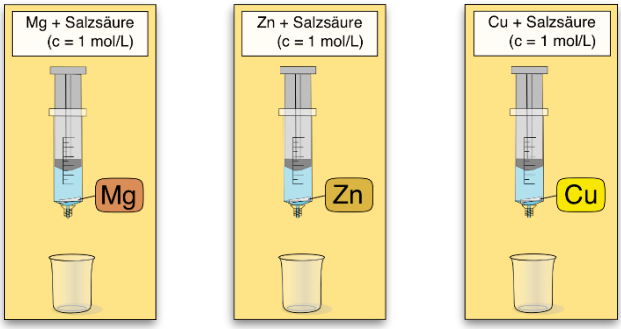
Möglicher Ablauf

Wiederholung bekannter Fachinhalte aus der Sekundarstufe I

a) Wdh. eines Versuchs aus dem Unterricht zur Säure-Base-Chemie: Reaktion von gleich großen Stücken Magnesiumband mit Essigsäure und Salzsäure (beide c = 1 mol/L) in unten offenen Spritzen.
(Kurs Säure-Base-Theorie Sek. II
(*https://www.lncu.de/files/coursemanager/contenttext/930/tiny/Sa__uresta__rke_KS_Wert_Die_Idee_dahinter.pdf*)

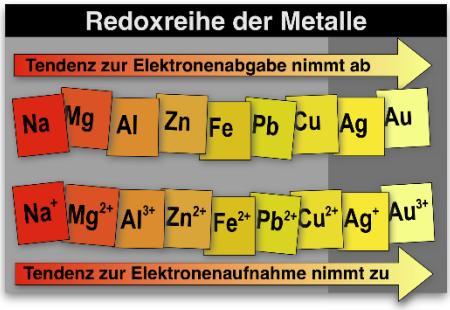


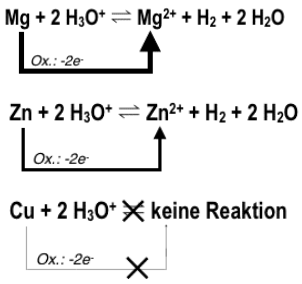
b) Variation des Versuchsansatzes: Nicht die Säure wird variiert (Salzsäure gegen Essigsäure ausgetauscht), sondern das Metall (Mg wird gegen Zn bzw. Cu ausgetauscht).



Analyse der Reaktionen auf der Basis des aus der Sekundarstufe I bekannten Wissens

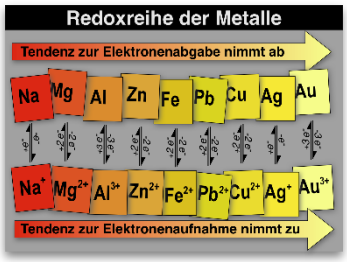
(https://www.lncu.de/files/coursemanager/contenttext/432/tiny/Neubetrachtung_Redoxreihe.pdf):



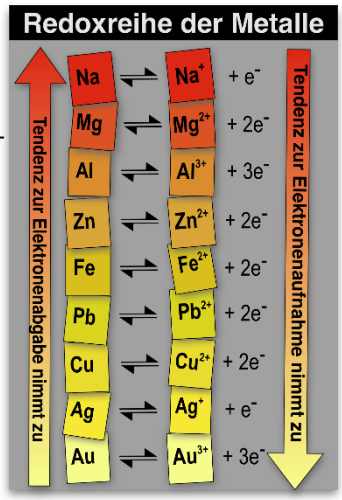


A. Böhm im Team LNCU. Alle Materialien und Abbildungen, sofern nicht anders gekennzeichnet, unter CC-BY-SA 4.0. Stand 2021

Problemstellung entdecken, Vorstellungen entwickeln



Die neue Zielsetzung für den Oberstufenunterricht besteht zunächst darin, die schon bekannten Unterrichtsinhalte unter dem Blickwinkel des chemischen Gleichgewichts zu betrachten. (Analog wurde auch in die Unterrichtsreihe zur Säure-Base-Theorie eingestiegen).
Als Impuls hierfür kann zunächst eine leicht modifizierte Version einer schon bekannten Abbildung zur Redoxreihe eingesetzt werden.
Durch eine Variation der Darstellung kann auch die Analogie zur Säure-Base-Chemie diskutiert werden, da den Lernenden eine ähnlich aufgebaute Darstellung die Säuren und ihre korrespondierenden Basen nach der Säurestärke auflistet. Während das Ordnungskriterium in der Säure-Base-Chemie die Tendenz zur Abgabe bzw. Aufnahme von Protonen war, ist es im aktuellen Falle die Tendenz zur Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen.
An dieser Stelle bietet es sich daher an, das Donator-Akzeptor-Prinzip als wiederkehrendes „Thema“ anzusprechen.



Die eigentliche Problemstellung ergibt sich aus der Frage:
Kann man - genau wie in der Auflistung der Säuren nach der Größe des Ks-Werts -auch die Tendenz der Metalle zur Elektronenabgabe bzw. der Metallionen zur Elektronenaufnahme in einer Art Konstante analog zum Ks-Wert erfassen?

Vertiefende Betrachtung der Problemstellung

Für den weiteren Unterrichtsverlauf ergeben sich zwei verschiedene grundsätzliche Optionen:

- Den Lernenden wird eine Darstellung zur Spannungsreihe der Metalle präsentiert inklusive der Angabe der Standardpotentiale. Im weiteren Unterrichtsverlauf ist dann zu klären, was diese Werte bedeuten und wie sie sich ermitteln lassen.
- Die Lernenden machen selbst erste prinzipielle Vorschläge zur Quantifizierung der Tendenz zur Elektronenabgabe bzw. -aufnahme auf der Basis des bisherigen Wissens.

Egal, für welche Vorgehensweise man sich entscheidet: In beiden Fällen müssen die Lernenden, um die Anordnung der Metalle in der Spannungsreihe verstehen zu können, die Problematik der Messbarkeit der Gleichgewichtslage erfassen.

Auf der Basis des bisherigen Vorwissens dürfte für die Lernenden zur Quantifizierung des Bestrebens zur Elektronenabgabe bzw. -aufnahme eine Gleichgewichtskonstante geeignet erscheinen. Für Magnesium sähe dies folgendermaßen aus:



$$K = \frac{c_{Mg^{2+}} \cdot c_{e^-}^2}{c_{Mg}}$$

A. Böhm im Team LNCU. Alle Materialien und Abbildungen, sofern nicht anders gekennzeichnet, unter CC-BY-SA 4.0. Stand 2021

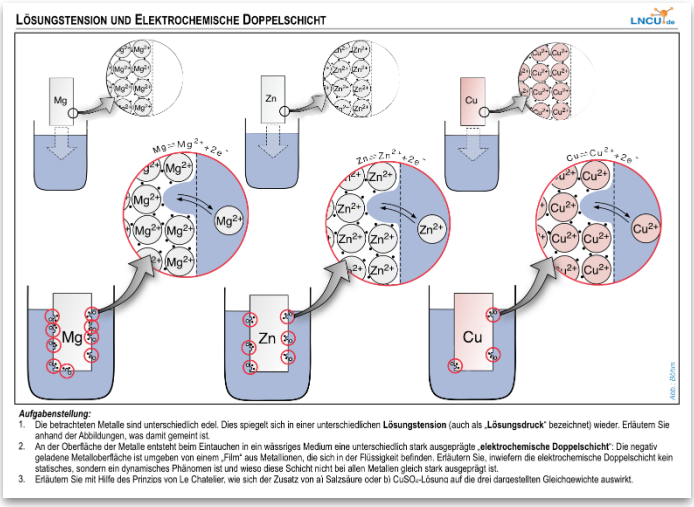
Probleme:

- Konz. von festem Mg? (Feststoff - das Problem tauchte beim Löslichkeitsprodukt schon mal auf)
- Konz. der Elektronen? Wie soll man diese Konzentration messen? Messung der Ladung? Wie funktioniert das?
- Konz. der Mg^{2+}-Ionen? Wie soll man diese Konzentration messen?

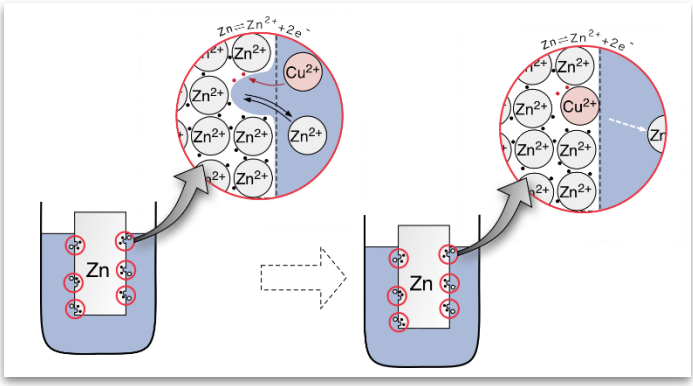
Die Dimension der Messproblematik kann erst vollständig deutlich werden, wenn das Phänomen der elektrochemischen Doppelschicht erfasst wurde. Dann wird klar, dass die freigesetzten Mg^{2+}-Ionen nicht in der umgebenden Lösung gleichmäßig verteilt sind und daher auch nicht überall erfasst werden können. Genauso verteilen sich die „übrig gebliebenen" Elektronen auch nicht gleichmäßig im Metall. Eine elektrische Aufladung ist demnach ebenfalls nicht ohne Weiteres zu messen.

Erarbeitung eines grundlegenden Verständnisses elektrochemischer Gleichgewichte: Elektrochemische Doppelschicht

Die fachlichen Zusammenhänge zum Zustandekommen der elektrochemischen Doppelschicht sollten sich mit Hilfe geeigneter Abbildungen ohne größere Probleme von den Lernenden erarbeiten lassen.



- Bei den ersten beiden Aufgaben geht es in erster Linie um eine Verbalisierung der dargestellten Zusammenhänge.
- In der dritten Aufgabe kann dann der Bezug zum Einstiegsexperiment und zu den Folgeexperimenten im Unterricht hergestellt werden. Im Gegensatz zu Thematisierung der Abscheidungsreaktionen im Unterricht der Sek. I können diese nun als Gleichgewichtsreaktionen gedeutet werden.



Nach der Besprechung der Aufgaben 1 und 2 sollte nochmals auf das Problem eingegangen werden, wie die Lage des elektrochemischen Gleichgewichts gemessen werden kann. An dieser Stelle sollte die Problematik deutlich werden, dass sich weder die in Lösung gegangenen Metallkationen noch die im Metall zurückgebliebenen Elektronen ohne weiteres erfassen lassen, da sie in der elektrochemischen Doppelschicht „gefangen" sind.

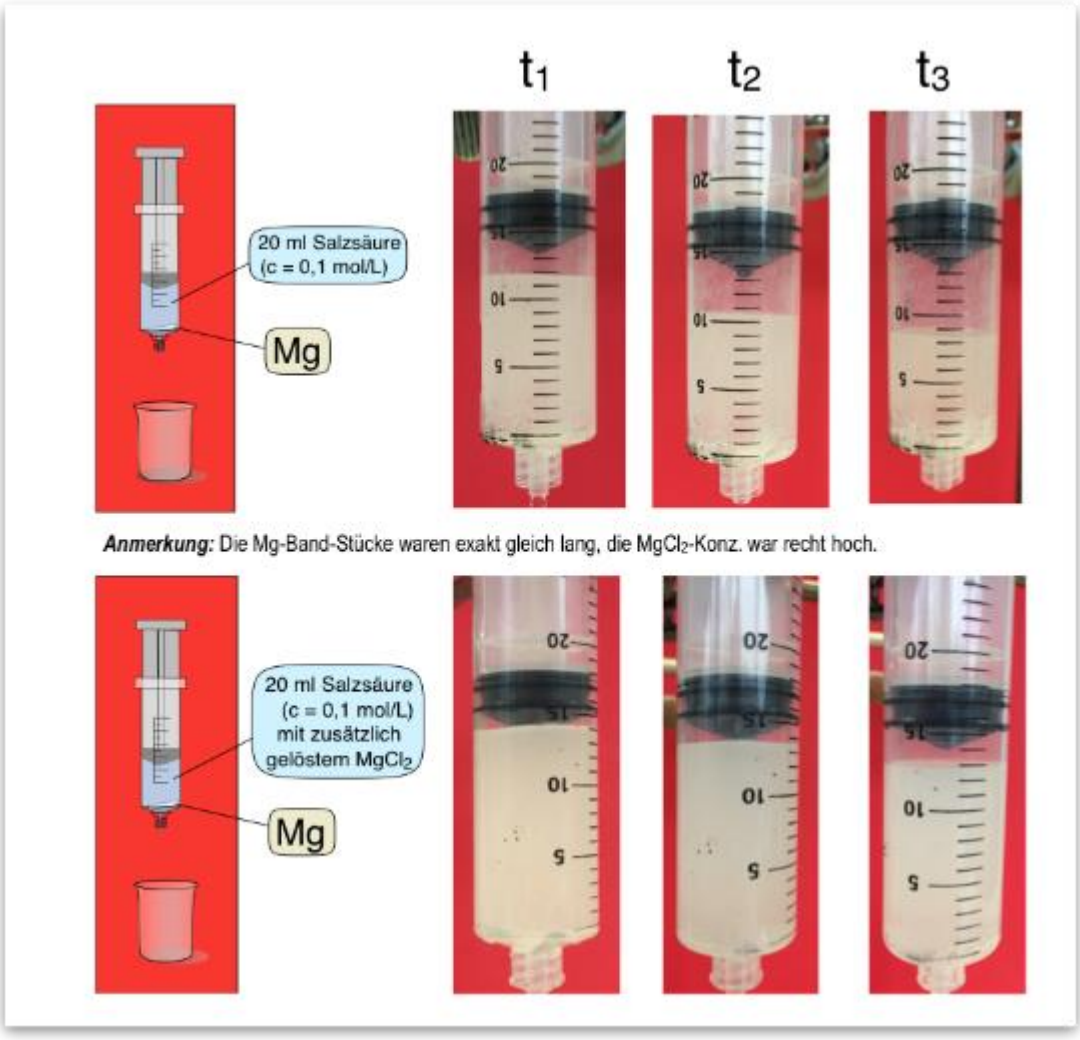
A. Böhm im Team LNCU. Alle Materialien und Abbildungen, sofern nicht anders gekennzeichnet, unter CC-BY-SA 4.0. Stand 2021

Durch diverse Experimente zur Fällungsreihe können die Überlegungen aus Aufgabe 3 verifiziert werden (d.h. außer der Reaktion von Zn in $CuSO_4$-Lösung. Hier kann z.B. der umgekehrte Ansatz getestet werden.)

Hinweis: Bei Ansätzen mit Mg-Band kann es zu besonderen Lokalelement-Effekten kommen (z.B. bei Mg in $CuSO_4$-Lösung), bei denen in wässriger Lösung Wasserstoffgas als weiteres Produkt auftritt.

Vertiefung: Anwendung des Prinzips von Le Chatelier auf das Phänomen der elektrochemischen Doppelschicht

Mit einer Variation des Einstiegsexperiments kann die Gültigkeit des Prinzips von Le Chatelier auf die neuen Zusammenhänge sehr gut verdeutlicht werden. Setzt man der Salzsäure vor der Reaktion Magnesiumchlorid zu, so ist die Intensität der Wasserstoffgasbildung und damit auch Geschwindigkeit, mit der Flüssigkeit unten aus der Spritze tropft, deutlich reduziert. In die Erklärung sollte dabei in jedem Falle auch das Ausmaß der Ausbildung der elektrochemischen Doppelschicht einbezogen werden. An späterer Stelle der Unterrichtsreihe kann dann auf den Versuch zurückgegriffen werden, wenn es darum geht, die Konzentrationsabhängigkeit des elektrochemischen Potentials zu thematisieren.



A. Böhm im Team LNCU. Alle Materialien und Abbildungen, sofern nicht anders gekennzeichnet, unter CC-BY-SA 4.0. Stand 2021