II.E.24

Redoxreaktionen und Elektrochemie

Vom Redoxpaar zum Korrosionsschutz – Einführung in Redoxgleichgewichte

Nach einer Idee von Dr. Ute Reichel und Dr. Manfred Schade

© Stephen Barnes/iStock/Getty Images Plus

Diese Unterrichtseinheit führt systematisch in Redoxgleichgewichte der Oberstufe ein und verbindet Grundlagen mit praxistauglichen Experimenten. Nach einer kompakten Wiederholung zu Oxidation/Reduktion, Oxidationszahlen und Spannungsreihe werden Redoxpaare, Halbzellen und das Daniell-Element genutzt, um den Begriff des Redoxgleichgewichts sowie Gleichgewichtsverschiebungen anschaulich zu entwickeln. Darauf aufbauend wird die Nernst-Gleichung plausibel hergeleitet und in Konzentrationsketten angewendet. Die Versuche sind bewusst mit einfachsten Mitteln realisierbar und werden durch klare Arbeitsaufträge, Übungsaufgaben und ausführliche Lösungen zur Selbstkontrolle ergänzt. So bereitet das Material zielgerichtet auf Kursklausuren und das Abitur vor.

KOMPETENZPROFIL

Klassenstufe:	11/12/13
Dauer:	10 Unterrichtsstunden (Minimalplan: 5 Unterrichtsstunden)
Kompetenzen:	1. Erkenntnisgewinnungskompetenz; 2. Kommunikationskompetenz; 3. Bewertungskompetenz
Inhalt:	Redoxreaktion, Gleichgewichte und Gleichgewichtsverschiebungen, Anwendung mathematischer Überlegungen, Batterien, Akkumulatoren, biologische Beispiele, Elektrolyse

© RAABE 2025 | Es gelten die Lizenzbedingungen

VORANSICHT

Auf einen Blick

Vorbemerkung
Alle Inhalte sowie die GBU zu den verschiedenen Versuchen finden Sie als Download.

1./2. Stunde

Thema:	**Wiederholung & Diagnose: Grundlagen zu Oxidation/Reduktion, Oxidationszahlen, Spannungsreihe**
M 1	Redoxreaktionen – wiederholende Zusammenfassung
M 2	Lernstandsanalyse

3.–6. Stunde

Thema:	**Aufbauwissen: Redoxpaare, Daniell-Element, Gleichgewichtsverschiebung im galvanischen Element.**
M 3	Redoxpaare – Halbzellen und Galvanische Elemente
M 4	Das Daniell-Element
M 5	Versuche zur Gleichgewichtsverschiebung im Galvanischen Element
Dauer:	**Vorbereitung:** 20 min, **Durchführung:** 30 min
Chemikalien:	☐ Kupfer(II)-sulfat-Lösung (c = 1 mol/l) ☐ Zinksulfat-Lösungen (c = 1 mol/l, c = 0,1 mol/l, c = 0,01 mol/l, c = 0,001 mol/l)
Geräte:	☐ 5 Bechergläser (100 ml) ☐ 4 Ionenbrücken (alternativ kann man sehr gut Papiertaschentücher verwenden, die man aufgerollt und in einer Ammoniumnitrat- oder Kaliumnitrat-Lösung getränkt hat) ☐ Voltmeter ☐ Kabel und Klemmen ☐ Schutzbrille, Laborkittel pro Person

7.–9. Stunde

Thema:	**Vertiefung & Mathematisierung: Nernst-Gleichung, pH-Abhängigkeit, Löslichkeitsprodukt.**
M 6	Die Nernst'sche Gleichung – plausibel hergeleitet
M 7	pH-Abhängigkeit von Redoxpotenzialen
M 8	Versuch zur Bestimmung des Löslichkeitsprodukts von Silberchlorid
Dauer:	**Vorbereitung:** 15 min, **Durchführung:** 25 min

© RAABE 2025 | Es gelten die Lizenzbedingungen

VORANSICHT

Chemikalien:
- ☐ Silbernitrat (c = 0,1 mol/l)
- ☐ dest. Wasser
- ☐ Salzsäure (c = 1 mol/l)

Geräte:
- ☐ 2 Bechergläser (100 ml)
- ☐ Ionenbrücke (alternativ kann man sehr gut Papiertaschentücher verwenden, die man aufgerollt und in einer Ammoniumnitrat- oder Kaliumnitrat-Lösung getränkt hat)
- ☐ Voltmeter
- ☐ 2 Silberelektroden oder 2 gereinigte Silberblechstreifen und Krokodilklemmen
- ☐ Schutzbrille, Laborkittel pro Person

10. Stunde

Thema: **Anwendung: Korrosion, Korrosionsschutz**

M 9 Korrosion und Korrosionsschutz

Dauer: **Versuch 1: Vorbereitung:** 15 min, **Durchführung:** 20 min
Versuch 2: Vorbereitung: 5 min, **Durchführung:** 15 min

Chemikalien:
- ☐ Zinkblech
- ☐ Kupferblech
- ☐ Aluminiumfolie
- ☐ Kochsalz
- ☐ Angelaufenes Silber

Geräte:
- ☐ Becherglas (150 ml)
- ☐ Kabel
- ☐ Krokodilklemmen
- ☐ Kunststoffschüssel
- ☐ Schutzbrille, Laborkittel pro Person

Minimalplan

Die Zeit ist knapp? Dann planen Sie die Unterrichtseinheit für fünf Stunden mit den folgenden Materialien und kürzen Sie den Versuch in **M 5** so, dass nur ein Konzentrationsbesipiel von den Lernenden selbst durchgeführt wird.

M 3	Redoxpaare – Halbzellen und Galvanische Elemente
M 4	Das Daniell-Element
M 5	Versuche zur Gleichgewichtsverschiebung im Galvanischen Element
M 6	Die Nernst'sche Gleichung – plausibel hergeleitet
M 9	Korrosion und Korrosionsschutz

VORANSICHT

© RAABE 2025 | Es gelten die Lizenzbedingungen

Das Daniell-Element

M 4

Nach Bearbeitung der Aufgabe in **M 3** und Analyse der Ergebnisse ist der Aufbau eines Galvanischen Elements durch zwei Halbzellen mit äußerem Leiter und einer Ionenbrücke plausibel:

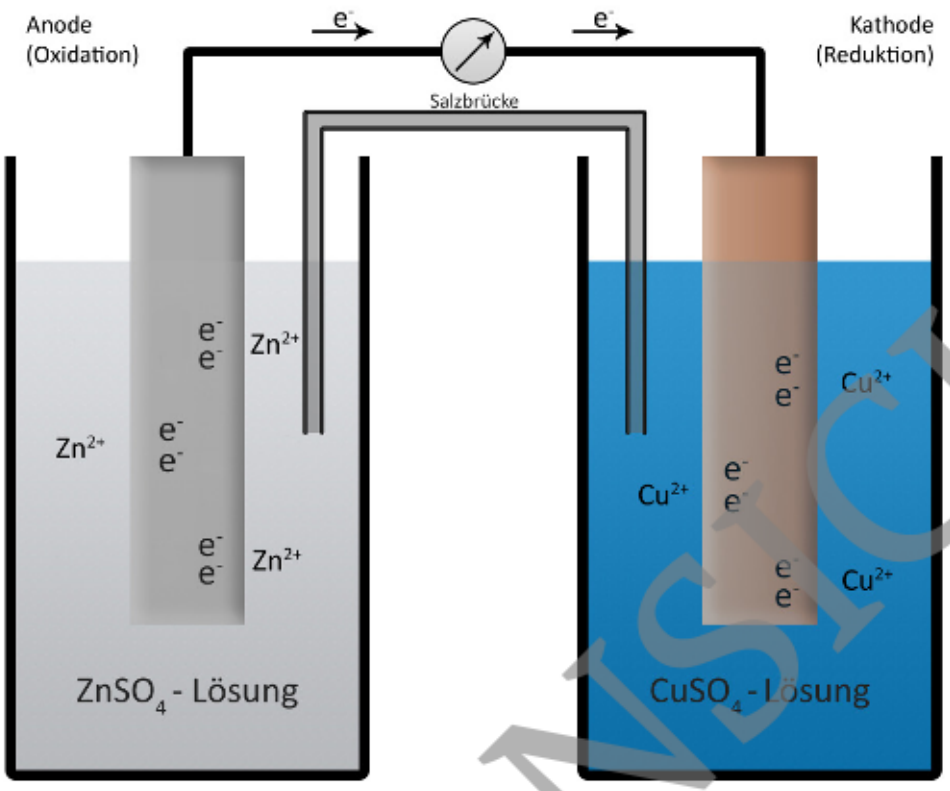

Abb. 1: Das Daniell-Element.

Wikipedia/CC BY-SA 2.5/Niko Lang/verändert

Betrachten wir beide Halbzellen isoliert, so herrscht in ihnen nach unserem bisherigen Wissen ein Gleichgewicht. Das Bestreben, „in Lösung zu gehen", die sog. Lösungstension, ist aber unterschiedlich. Umgangssprachlich: „Kupfer ist edler als Zink".

Mit Ihren Kenntnissen über die Spannungsreihe erkennen Sie sehr leicht, dass das Redoxpotenzial von Zink niedriger ist als das von Kupfer. Verbindet man nun beide Halbzellen über einen elektrischen Leiter und eine Ionenbrücke, so können die Reaktionen (1) und (2) weiterlaufen.

An der Zinkelektrode werden die Ionen leichter gebildet als an der Kupferelektrode, es „gehen mehr Ionen in Lösung". Daher ist die negative Ladung der Zinkelektrode höher als die der Kupferelektrode, wodurch eine Spannung entsteht. Diese zeigt uns, wie stark die Elektronen von A nach B gedrückt werden. In der Kupferhalbzelle wird die Ionenbildung gestoppt und Kupfer-Ionen werden zu Kupfer-Atomen reduziert. Die Ionenbrücke gleicht den Überschuss an Zink-Ionen gegenüber den Sulfat-Ionen in der Zinkhalbzelle bzw. den Mangel an Kupfer-Ionen gegenüber den Sulfat-Ionen in der Kupferhalbzelle dann aus, womit der Kreislauf geschlossen ist.

© RAABE 2025 | Es gelten die Lizenzbedingungen

VORANSICHT

Ob nun allerdings Zink-Ionen von der Zinkhalbzelle zur Kupferhalbzelle wandern oder Sulfat-Ionen von der Kupferhalbzelle zur Zinkhalbzelle, kann hier nicht geklärt werden.

Wenn Sie dieses Galvanische Element entsprechend der Literaturvorgaben aufbauen, müssen Sie bestimmte Elektrolytlösungen mit der Konzentration c = 1 mol/l herstellen. Wenn Sie dies beachten, messen Sie mit schulischen Mitteln eine Potenzialdifferenz ΔE_0 = 1,1 V.

$$\Delta E_0 = E_0(\text{Kathode}) - E_0(\text{Anode}) = 0{,}35\ \text{V} - (-0{,}76\ \text{V}) = 1{,}11\ \text{V}$$

Mit dem Zusammenhang 1 J = 1 C · 1 V und dem in **M 4** angegebenen experimentellen Enthalpiewert von –208 kJ/mol sowie der Kenntnis des Übergangs von 2 Mol Elektronen ergibt sich eine Potenzialdifferenz von:

$$\frac{208{,}5\ \text{kJ/mol}}{2 \cdot 96485\ \text{C/mol}} = 1{,}08\ \text{V}$$

Beachten Sie, dass solange eine Spannung gemessen werden kann, sich die Reaktion außerhalb eines Gleichgewichtes befindet. Die oben genannte Konzentrationsvorgabe geschieht sicherlich nicht ohne Grund. Damit Experimente reproduzierbar sind, müssen alle Parameter konstant gehalten werden. Das bedeutet, dass bei Nichtbeachten der Konzentrationsvorgaben mit anderen Messergebnissen gerechnet werden muss.

Erinnern wir uns an das chemische Gleichgewicht, besonders an das Prinzip von **Le Chatelier**, und wenden wir diese Überlegungen auf die Halbzellengleichgewichte aus **M 3** an und variieren wir die Konzentrationen:

$$K_1 = \frac{c(\text{Cu})}{c(\text{Cu}^{2+}_{aq}) \cdot c^2(e^-)} \text{ und } K_2 = \frac{c(\text{Zn}^{2+}_{aq}) \cdot c^2(e^-)}{c(\text{Zn})}$$

Man sieht, dass eine Verringerung von $c(\text{Cu}^{2+}_{aq})$ nur dadurch ausgeglichen werden könnte, dass an der Kupferelektrode Kupfer oxidiert wird, also die Lösungstension steigt. Gleiches würde bei der Zinkelektrode passieren. Dadurch würden die Potenziale verändert und die Messergebnisse wären nicht mehr vergleichbar. Natürlich müssen diese Überlegungen experimentell überprüft werden.

Aufgaben

1. **Erklären** Sie, wie sich das jeweilige Elektrodenpotenzial bei Erniedrigung bzw. Erhöhung der Elektrolytkonzentration verändert.
2. **Formulieren** Sie Fragen und Ausblicke, die sich aus der ersten Aufgabenstellung ergeben.

VORANSICHT

© RAABE 2025 | Es gelten die Lizenzbedingungen

M 6 Die Nernst'sche Gleichung – plausibel hergeleitet

Die Ergebnisse aus **M 5** legen einen logarithmischen Zusammenhang nahe:

(1) $E = A + \log c(Zn^{2+})$
E: gemessene Spannung bez. der Zinkhalbzelle
A: gemessene Spannung bei $c(Zn^{2+}) = 1$ mol/l

Es gilt log 1 = 0, log 0,1 = –1, log 0,01 = –2 etc.

Man erkennt sehr schnell, dass hier ein Korrekturfaktor eingeführt werden muss:

(2) $E = A + k \cdot \log c$

Wobei offensichtlich gelten muss $0 < k < 1$.

Vergleicht man die erhaltenen Werte und setzt diese in die Gleichung 2 ein, so erhält man:

Konzentration Cu^{2+}	Konzentration Zn^{2+}	Gemessene Spannung	bezogen auf Zinkhalbzelle	k =
1 mol/l	1 mol/l	1,081 V	0,731 V	Beliebig
1 mol/l	0,1 mol/l	1,108 V	0,758 V	0,027
1 mol/l	0,01 mol/l	1,129 V	0,779 V	0,021

k sollte allerdings konstant bleiben, wir sind aber wohl auf dem richtigen Weg und der führt uns direkt zu der nun plausiblen **Nernst'schen Gleichung:**

$$E(Me/Me^{n+}) = E_0(Me/Me^{n+}) + \left(\frac{0{,}059}{n} \cdot \log\frac{c(Me^{n+})}{c(Me)}\right) \quad (3)$$

E: konzentrationsabhängiges Potenzial
E_0: Normalpotenzial
n: Anzahl der Elektronen bei $Me \rightleftarrows Me^{n+} + n \cdot e^-$

Merke
Die Konzentration von reinen Metallen, Gasen und schwer löslichen Salzen wird vereinbarungsgemäß $c = 1$ mol/l gesetzt.

Für unser Beispiel $Zn_{(s)} \rightleftarrows Zn^{2+}_{(aq)} + 2 \cdot e^-$ ergibt sich somit:

$$E = \left(-0{,}76 + \frac{0{,}059}{2} \cdot \log c\,(Zn^{2+})\right) V$$

Vergleichen wir nun unsere experimentellen Ergebnisse mit aus der Nernst-Gleichung erhaltenen

VORANSICHT

© RAABE 2025 | Es gelten die Lizenzbedingungen