

# Elektrochemie auf Teilchenebene



In dieser Übung werden Sie Animationen und Simulationen nutzen, um Redoxreaktionen auf Teilchenebene zu visualisieren und den Aufbau und die Funktionsweise von elektrochemischen Zellen zu verstehen.

Link zu den Simulationen für diese Aktivität: <https://tcel-hu-berlin.github.io/silc/redox/>  
(Google Chrome empfohlen)

💡 = Hinweis auf der Website verfügbar

💬 = Diskussionspunkt =

BONUS

optionale Frage

---


## Vorbereitungsaufgaben

(vor der Übung zu bearbeiten)

1. Öffnen Sie die Animation A und lesen Sie den Überblick durch.
  - a) Schauen Sie sich das erste Video an, das die Reaktion zwischen einem Stück Kupferband und einer Lösung von Silbernitrat ( $\text{AgNO}_3$ ) zeigt. Geben Sie Ihre Beobachtungen darüber an, was während der Reaktion (i) in der Lösung und (ii) in der festen Phase passiert.
  - b) Sehen Sie sich die submikroskopische Animation an und beschreiben Sie die Prozesse, die sich im Laufe der Animation ergeben. Achten Sie dabei auf die Unterschiede zwischen Ionen und Atomen. Erklären Sie mithilfe der Animation Ihre qualitativen Beobachtungen in (a).
2. Definieren Sie die Begriffe (a) Oxidation, (b) Reduktion, (c) Anode, und (d) Kathode.
3. Betrachten Sie die Atome und Ionen  $\text{Cu}_{(s)}$ ,  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ ,  $\text{Ag}_{(s)}$ ,  $\text{Ag}^{+}_{(aq)}$  und  $\text{NO}_3^{-}_{(aq)}$  in der Reaktion (Animation A). Geben Sie aus den fünf Atomen und Ionen die Spezies an, die jede der Bedingungen a-h erfüllt. Beachten Sie, dass die Atome/Ionen mehr als eine Eigenschaft besetzen können.
  - a) wird oxidiert:
  - b) wird reduziert:
  - c) ist ein Elektronendonator:
  - d) ist ein Elektronenakzeptor:
  - e) wirkt als Oxidationsmittel:
  - f) wirkt als Reduktionsmittel:
  - g) ist Teil eines Redoxpaars zusammen mit  $\text{Ag}^{+}_{(aq)}$ :
  - h) wirkt als Zuschauer-Ion und ist nicht an der Redoxreaktion beteiligt:

4. Öffnen Sie die Simulation B und lesen Sie den „**Crashkurs**“ durch. Bauen Sie in der Simulation eine galvanische Zelle, in der Eisen mit der „-“-Seite und Silber mit der „+“-Seite des Voltmeters verbunden sind. Nutzen Sie die elektrochemische Spannungsreihe (s. *Hilfe-Menü*), um die Gesamtreaktion der galvanischen Zelle mit den Teilaufgaben (a – e). schrittweise zu beschreiben und ihre Zellspannung zu berechnen.
- Formulieren Sie die Reduktionsgleichung für die „+“-Seite (Ag) und notieren Sie das entsprechende Standardreduktionspotential (s. elektrochemische Spannungsreihe).
  - Formulieren Sie die Reduktionsgleichung für die „-“-Seite (Fe) und notieren Sie das entsprechende Standardreduktionspotential (s. elektrochemische Spannungsreihe).
  - Berechnen Sie die Zellspannung mit  $\Delta E_{\text{Zell}}^{\circ} = E_{+}^{\circ} - E_{-}^{\circ}$ . Für diese Berechnung sollen werden nur die Reduktionspotentiale verwendet, unabhängig davon auf welcher Seite tatsächlich die Reduktion stattfindet. Prüfen Sie, ob Ihr berechneter Wert die Zellspannung in der Simulation dasselbe Vorzeichen haben.
  - Eine positive Zellspannung bedeutet, dass die Reduktion auf der „+“-Seite stattfindet. Die Reaktion in (b) läuft dann entgegengesetzt als Oxidation. Ein negativer Wert der Zellspannung bedeutet, dass die Reduktion auf der „-“-Seite stattfindet. Dann läuft die Reaktion in (a) entgegengesetzt als Oxidation. Kehren Sie dementsprechend eine der Reaktionen (a) oder (b) um.
  - Gleichen Sie die Teilreaktionen (a) und (b) so aus, dass die Anzahl der Elektronen bei der Reduktion und der Oxidation gleich groß ist. (Bildung des kleinsten gemeinsamen Vielfachen und entsprechender Ausgleich durch Multiplikation der Gleichungen mit ganzen Zahlen.) Kombinieren Sie danach die beiden Reaktionen unter Ladungserhalt zur Gesamtreaktion.



5. Öffnen Sie die Simulation C und lesen Sie den „Crashkurs“ durch, um sich mit dem Aufbau einer Elektrolysezelle und der Steuerung der Simulation vertraut zu machen.
6. Gehen Sie vor der Übung die Regeln zur Bestimmung von Oxidationszahlen und zum Ausgleich von Redoxreaktionen durch. Eine Anleitung zum Ausgleichen von Redoxreaktionen finden Sie auch im *Hilfe-Menü*. 


---

### **Hauptaufgaben**

(während der Übung zu bearbeiten)

1. In der elektrochemischen Spannungsreihe sind Redoxpaare in abnehmender Reihenfolge ihres Standardpotentials ( $E^\circ$ ) aufgeführt. Das Standardpotential einer Reaktion ist thermodynamisch mit der Gibbs-Energie  $\Delta G^\circ$  und der Gleichgewichtskonstante  $K$  der Reaktion verbunden:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ = -RT\ln(K)$$

Hier steht  $n$  für die Stoffmenge von Elektronen, die an einer Redoxreaktion beteiligt sind. Die Faraday-Konstante  $F$  entspricht der Ladung pro Mol Elektronen,  $T$  steht für die Temperatur in K und  $R$  steht für die Gaskonstante in  $\text{J K}^{-1}\text{mol}^{-1}$ . 

Greifen Sie auf die elektrochemische Reihe zu, um die folgenden Aufgaben zu lösen:

- a) Vergleichen Sie die Halbreaktionen für die Reduktion von  $\text{Cu}^{2+}$  zu  $\text{Cu}_{(\text{s})}$  und die Reduktion von  $\text{Fe}^{2+}$  zu  $\text{Fe}_{(\text{s})}$ . Welche Reaktion ist thermodynamisch günstiger bzw. produktbegünstigt? Begründen Sie Ihre Antwort.
- b) Was sagt das Reduktionspotenzial über die Tendenz eines Redoxpaars zur Reduktion aus?
- c) Das Ergebnis für  $\Delta E^\circ_{\text{Zell}}$  in der Vorbereitungsfrage (4c) ist positiv. Was sagt Ihnen das über:
  - i. Die Fähigkeit von  $\text{Ag}_{(\text{s})}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$  zu reduzieren?
  - ii. Die Fähigkeit von  $\text{Fe}_{(\text{s})}$ ,  $\text{Ag}^+$  zu reduzieren?

Begründen Sie Ihre Antwort, indem Sie auf die Beziehung zwischen  $E^\circ$  und  $\Delta G^\circ$  eingehen.

2. Bauen Sie in der Simulation B eine galvanische Zelle, die aus Kupfer auf der Minus-Seite und Silber auf der Plus-Seite des Voltmeters besteht. Wählen Sie für die folgenden Fragen die richtigen Antworten und überprüfen Sie sie ggf. anhand der Simulation:
- Welche Seite wirkt als Kathode in dieser Konfiguration?  
 $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$                        $\text{Ag}^{+}/\text{Ag}$
  - In welche Richtung bewegen sich die Elektronen im Stromkreis?  
 von Cu zu Ag                      von Ag zu Cu
  - In welche Richtung bewegen sich die  $\text{K}^{+}$ -Ionen in der Salzbrücke?  
 von Cu zu Ag                      von Ag zu Cu
3. Beantworten Sie auch die folgenden Fragen für eine Konfiguration, bei der die Anschlüsse (+ und -) des Voltmeters umgekehrt sind. Überprüfen Sie danach Ihre Vorhersagen anhand der Simulation.
- Welche Seite wird in der neuen Konfiguration als Kathode wirken?  
 $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$                        $\text{Ag}^{+}/\text{Ag}$
  - In welche Richtung werden sich die Elektronen im Stromkreis bewegen?  
 von Cu zu Ag                      von Ag zu Cu
  - In welche Richtung werden sich die  $\text{K}^{+}$ -Ionen in der Salzbrücke bewegen?  
 von Cu zu Ag                      von Ag zu Cu
4. Machen Sie für jede der folgenden Redoxpaar-Kombinationen Vorhersagen darüber, (i) welche Halbreaktionen an der Kathode und der Anode stattfinden und (ii) welches Zell  $\Delta E^{\circ}_{\text{Zell}}$  (mit dem richtigen Vorzeichen!) erwartet wird. Geben Sie auch an, (iii) welche Gesamtreaktion spontan ablaufen wird und warum und (iv) in welche Richtung die Elektronen im Stromkreis fließen werden. Prüfen Sie danach Ihre Vorhersagen mit der Simulation A.

Bsp: Redoxpaar auf der „+“-Seite:  $\text{Zn (s)}$  und  $\text{Zn(NO}_3)_2 \text{ (aq, 1 M)}$   
 Redoxpaar auf der „-“-Seite:  $\text{Fe (s)}$  und  $\text{Fe(NO}_3)_2 \text{ (aq, 1 M)}$

- (i) Halbreaktion auf der „+“-Seite (und  $E^{\circ}_{\text{red}}$ ):  

$$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}_{(\text{s})} \quad (E^{\circ}_{\text{red},+} = -0.41 \text{ V})$$
- Halbreaktion auf der „-“-Seite (und  $E^{\circ}_{\text{red}}$ ):  

$$\text{Zn}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} \quad (E^{\circ}_{\text{red},-} = -0.76 \text{ V})$$
- (ii) Zellpotential:  

$$\Delta E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{red},+} - E^{\circ}_{\text{red},-} = -0.440 - (-0.763) = + 0.35 \text{ V}$$
- (iii) Spontane Reaktion und Argumentation:  

$$\Delta E^{\circ}_{\text{cell}} > 0, \Rightarrow + \text{ Seite: Kathode, - Seite: Anode}$$

$$\Rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Zn}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Fe}_{(\text{s})}$$
- (iv) Richtung des Flusses der Elektronen:  
**von der Anode zur Kathode, hier von - zu +.**

- a) Redoxpaar auf der „-“-Seite:  $\text{Cu (s)}$  und  $\text{Cu(NO}_3)_2 \text{ (aq, 1 M)}$   
 Redoxpaar auf der „+“-Seite:  $\text{H}_2 \text{ (g, 1 bar)}$  und  $\text{HCl (aq, 1 M)}$  an einer Pt-Elektrode.

(i) Halbreaktion auf der „+“-Seite (und  $E^\circ_{\text{red}}$ ):

Halbreaktion auf der „-“-Seite (und  $E^\circ_{\text{red}}$ ):

(ii) Zellpotential:

(iii) Spontane Reaktion und Argumentation:

(iv) Richtung des Flusses der Elektronen:

- b) Redoxpaar auf der „-“-Seite:  $\text{O}_2 \text{ (g, 1 bar)}$  und  $\text{HCl (aq, 1 M)}$  an einer Pt-Elektrode  
 Redoxpaar auf der „+“-Seite:  $\text{H}_2 \text{ (g, 1 bar)}$  und  $\text{HCl (aq, 1 M)}$  an einer Pt-Elektrode.

(v) Halbreaktion auf der „+“-Seite (und  $E^\circ_{\text{red}}$ ):

Halbreaktion auf der „-“-Seite (und  $E^\circ_{\text{red}}$ ):

(vi) Zellpotential:

(vii) Spontane Reaktion und Argumentation:

(viii) Richtung des Flusses der Elektronen:

**BONUS**

5. Betrachten Sie die folgenden Kombinationen zwischen Metallen und Metallnitratlösungen.

- a) Bestimmen Sie für jede Kombination, ob eine Reaktion stattfindet. Wenn ja, schreiben Sie die ausgeglichene Reaktion auf und berechnen Sie das Standard-Zellpotential.

	Kombination	Reagiert?	Reaktion	$\Delta E^\circ_{\text{Zell}}$
i	$\text{Zn(s)}$ und $\text{Fe(NO}_3)_2$	ja	$\text{Zn}_{(\text{s})} + \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Fe}_{(\text{s})} + \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$	0.35 V

ii	Hg(l) und Ni(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>			
iii	Ag(s) und NaNO <sub>3</sub>			
iv	Na(s) und Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>			
v	CuNO <sub>3</sub> und CuNO <sub>3</sub> (ja, Sie haben richtig gelesen!)	ja		

b) Wie nennt man die in (v) beobachtete Art von Reaktion? Geben Sie die allgemeine Definition für diese Art von Reaktion sowie den Namen der entgegengesetzten Art von Reaktion an.

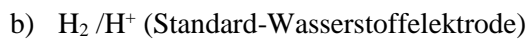
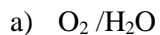
6. Bestimmen Sie die Oxidationszahlen der hervorgehobenen Elemente in den Verbindungen a-g.



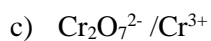
BONUS

BONUS

7. Im *Hilfe-Menü* befinden sich Leitlinien zum Ausgleich von Redoxgleichungen. Verwenden Sie diese Leitlinien, um die Teilreaktionen für die folgenden Redoxpaare auszugleichen:



BONUS



8. Nehmen wir an, wir wollen Wasser in Wasserstoff- und Sauerstoffgas "spalten". Dieser Prozess ist in Industrie und Forschung sehr wertvoll, vor allem wegen des Wertes von Wasserstoffgas als sauberem Brennstoff. Wie Sie vielleicht in der Hauptaufgabe 4b gesehen haben, ist diese Reaktion jedoch thermodynamisch nicht begünstigt.

a) Schreiben Sie die Reaktion auf, die bei der Wasserspaltung an der Kathode ablaufen sollte.



b) Schreiben Sie die Reaktion auf, die bei der Wasserspaltung an der Anode ablaufen sollte.

c) Schreiben Sie die Gesamtreaktion der Wasserspaltung auf.

d) Die beiden Pole einer 5-V-Batterie werden in eine wässrige Lösung von  $\text{H}_2\text{SO}_4$  gelegt, um eine Wasserspaltungsreaktion auszuführen. ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  liefert  $\text{H}^+$ -Ionen und wirkt als Elektrolyt.) Würde  $\text{H}_2$  (g) am Plus- oder am Minuspol der Batterie erzeugt werden? Erläutern Sie Ihre Antwort.



9. Bauen Sie die Elektrolysezelle für die Wasserspaltung in Simulation C.

a) Überlegen Sie sich, welche Mindestspannung angelegt werden muss, um die Elektrolysereaktion auszuführen.

b) Testen Sie Ihre Vorhersage, indem Sie die angelegte Spannung in Simulation C variieren und die verbrauchten und erzeugten Spezies sowohl auf makroskopischer als auch auf submikroskopischer Ebene beobachten. Kommentieren Sie Ihre Beobachtungen, wenn Sie die oben bestimmte Mindestspannung überschreiten.

10. Stellen Sie sich eine Elektrolysezelle wie die oben beschriebene vor, aber mit dem Ziel, das gesamte erzeugte Gas  $\text{H}_2$  und  $\text{O}_2$  zu sammeln.



a) Wie viel Ladung (in Coulomb) wird benötigt, um  $0.005 \text{ mol H}_{2(\text{g})}$  zu erzeugen?

b) Wie lange müsste eine Elektrolyse mit einer Stromstärke von 2 Ampere ablaufen, um diese Stoffmenge  $\text{H}_2$  zu erzeugen?

**BONUS**

- c) Welches Volumen an  $\text{H}_{2(g)}$  würde während dieser Elektrolyse erzeugt? Sie können  $\text{H}_2$  als ideales Gas betrachten. Überprüfen Sie Ihre Berechnung mit der Simulation C.

**BONUS**

- d) Welche Volumina an  $\text{H}_{2(g)}$  und  $\text{O}_{2(g)}$  würde entstehen, wenn 18 mL Wasser bei 1 atm und 298 K vollständig elektrolysiert würden?

**BONUS**

11. Alex möchte  $\text{Na(s)}$  und  $\text{Cl}_2(g)$  aus Kochsalz,  $\text{NaCl}$ , herstellen. Er stellt 500 mL einer 1 M wässrigen Lösung von  $\text{NaCl}$  her und platziert eine Pt-Elektrode und eine Graphitelektrode in ein Becherglas, das die Lösung enthält. Mit Blick auf die Standard-Reduktionspotenziale für Natrium ( $E^\circ = -2,714 \text{ V}$ ) und Chlor ( $E^\circ = +1,359 \text{ V}$ ) schließt Alex die Elektroden an eine 5-V-Batterie an, die genug Energie liefern sollte, um die Reaktion voranzutreiben. Er erwartet, dass sich an der Anode Chlorgas und an der Kathode Natriummetall bildet. Als Alex die Elektroden an die Batterie anschließt, beobachtet er jedoch, dass sich an beiden Elektroden Gasblasen bilden, während an der Kathode keine Anzeichen für die Bildung von Natrium zu beobachten sind.



Konstruieren Sie Alex' Versuchsaufbau in Simulation C. Beobachten Sie mit der Lupe die Reaktionen an den beiden Elektroden.

- a) Beschreiben Sie die chemische Reaktion, die an der Anode stattfindet, und geben Sie die Spezies an, die für die beobachteten Gasblasen verantwortlich ist.
- b) Beschreiben Sie die chemische Reaktion(en), die an der Kathode stattfindet bzw. stattfinden.
- c) Diskutieren Sie mit Ihren Kommilitonen, warum die Reaktion an der Kathode NICHT wie erwartet abläuft. Überlegen Sie dazu, welche Atome und Ionen in der Lösung vorhanden sind und welche Tendenz jede dieser Spezies hat, reduziert zu werden.

**BONUS**

12. Unter "Standardbedingungen" ist gemeint, dass die Temperatur 298 K beträgt, die Konzentrationen aller wässrigen Spezies 1 M sind und die Drücke aller Gase 1 bar betragen. Mit welcher Gleichung kann das Zellpotenzial genauer bestimmt werden, wenn die Konzentrationen 1 M abweichen?