

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 (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 und (b) Reduktion.


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 von Animation A. Geben Sie aus den fünf Atomen und Ionen die Spezies an, die jede der Bedingungen a-i erfüllt:

- 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:

Beachten Sie, dass eine Spezies mehr als eine der oben genannten Bedingungen erfüllen kann!

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.
- a) Schreiben Sie die reduktive Teilreaktion für die „+“-Seite (Ag) und ihr entsprechendes Standardreduktionspotential, wie sie in der elektrochemischen Spannungsreihe angegeben sind.
 - b) Schreiben Sie die reduktive Teilreaktion für die „-“-Seite (Fe) und ihr entsprechendes Standardreduktionspotential, wie sie in der elektrochemischen Spannungsreihe angegeben werden.
 - c) Berechnen Sie die Zellspannung $\Delta E_{\text{Zell}}^o = E_+^o - E_-^o$. Für diese Berechnung sollen E_+^o und E_-^o beide *Reduktionspotentiale* sein, unabhängig davon, auf welcher die Reduktion stattfindet. Überprüfen Sie, dass Ihr berechneter Wert und das Vorzeichen mit der in der Simulation gemessenen Zellspannung übereinstimmen.
 - d) Wenn die Zellspannung positiv ist, wissen Sie, dass die Reduktion auf der „+“-Seite stattfindet. Kehren Sie in diesem Fall die Reaktion in (b) um. Eine negative Zellspannung bedeutet, dass die Reduktion auf der „-“-Seite stattfindet; kehren Sie in diesem Fall die Reaktion in (a) um.
 - e) Gleichen Sie die Teilreaktionen so aus, dass die Anzahl der Elektronen bei der Reduktion und der Oxidation gleich groß ist. (Multiplizieren Sie dazu ggf. eine oder beide Reaktionen mit einer ganzen Zahl.) Kombinieren Sie danach die beiden Reaktionen, so dass keine Elektronen in der Gleichung der Gesamtreaktion entstehen.




5. Öffnen Sie die Simulation C und lesen Sie den „**Crashkurs**“ durch, um sich mit dem Aufbau einer elektrolytischen Zelle und die 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°) aufgeführt. Das Standardpotential einer Reaktion ist thermodynamisch mit der Gibbs-Energie ΔG° 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:

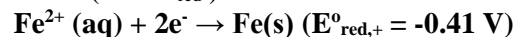
- a) Vergleichen Sie die Halbreaktionen für die Reduktion von Cu^{2+} zu Cu(s) und die Reduktion von Fe^{2+} zu Fe(s) . Welche Reaktion ist thermodynamisch günstiger bzw. produktbegünstigt? Begründen Sie Ihre Antwort.
- b) Was sagt das Reduktionspotenzial über die Tendenz eines Redoxpaars zur Reduktion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

2. Bauen Sie in der Simulation 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?
 Cu^{2+}/Cu Ag^+/Ag
 - In welche Richtung bewegen sich die Elektronen im Stromkreis?
 von Cu zu Ag von Ag zu Cu
 - In welche Richtung bewegen sich die 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?
 Cu^{2+}/Cu Ag^+/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 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.

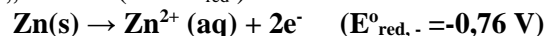


Bsp: Redoxpaar auf der „-“-Seite: Zn (s) und $\text{Zn(NO}_3)_2 \text{ (aq, 1 M)}$
 Redoxpaar auf der „+“-Seite: Fe (s) und $\text{Fe(NO}_3)_2 \text{ (aq, 1 M)}$

(i) Halbreaktion auf der „+“-Seite (und E°_{red}):



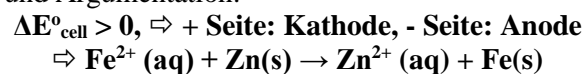
Halbreaktion auf der „-“-Seite (und E°_{red}):



(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:



(iv) Richtung des Flusses der Elektronen:

von der Anode zur Kathode, hier von - zu +.

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

(i) Halbreaktion auf der „+“-Seite (und E°_{red}):

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

(v) Halbreaktion auf der „+“-Seite (und E°_{red}):

Halbreaktion auf der „-“-Seite (und E°_{red}):

(vi) Zellpotential:

(vii) Spontane Reaktion und Argumentation:

(viii) Richtung des Flusses der Elektronen:

BONUS

5. Betrachten Sie die folgenden Kombinationen aus einem Metall und einer Metallnitratlösung.

- 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	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 ₃) ₂			
iii	Ag(s) und NaNO ₃			
iv	Na(s) und Pb(NO ₃) ₂			
v	CuNO ₃ und CuNO ₃ (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.

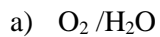
6. Bestimmen Sie die Oxidationszahlen der hervorgehobenen Elemente in den Verbindungen a-g.



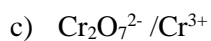
BONUS

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.

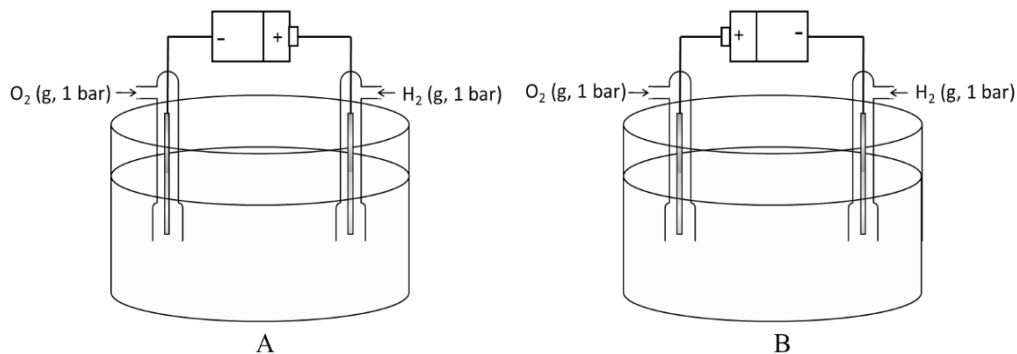
a) Schreiben Sie die Reaktion auf, die bei der Wasserspaltung an der Kathode ablaufen sollte.



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

c) Schreiben Sie die Gesamtreaktion der Wasserspaltung auf.

d) Wie müssen die Pole einer Batterie verbunden werden, damit die Wasserspaltungsreaktion stattfinden kann? Wählen Sie zwischen den Optionen A und B und erläutern Sie Ihre Antwort.



9. Bauen Sie die Elektrolysezelle für die Wasserspaltung in Simulation C wie oben festgelegt auf.

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 H_2 und O_2 zu sammeln.



- a) Wie viel Ladung (in Coulomb) wird benötigt, um 0.005 mol $\text{H}_{2(g)}$ zu erzeugen?
- b) Wie lange müsste eine Elektrolyse mit einer Stromstärke von 2 Ampere ablaufen, um diese Stoffmenge H_2 zu erzeugen?
- c) Welches Volumen an $\text{H}_{2(g)}$ würde während dieser Elektrolyse erzeugt? Sie können H_2 als ideales Gas betrachten. Überprüfen Sie Ihre Berechnung mit der Simulation C.
- 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



BONUS

11. Alex möchte Na(s) und $\text{Cl}_2(g)$ aus Kochsalz, NaCl , herstellen. Er stellt 500 mL einer 1 M wässrigen Lösung von 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 Atomen 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 werden, wenn die Konzentrationen 1 M abweichen?